Cameralchemie.

Von

Dr. Franz Doebereiner.

Cameralchemie

für

Land- und Forstwirthe, Techniker, Künstler und Gewerbtreibende, Sanitäts-, Cameral- und Justizbeamte,

sowie überhaupt

für alle Freunde der Naturwissenschaften.

Von

Dr. Franz Doebereiner,

Ehrenmitglied des Apothekervereins im nördl. Deutschland und des Vereins studirender Pharmaceuten in München, auswärtigem Mitglied der pfälz. Gesellschaft für Pharmacie und Technik und deren Grundwissenschaften, früher Lehrer der Chemie und Pharmacie an der Universität zu Halle.

Mit 65 in den Text gedruckten Abbildungen.

Erste Abtheilung.

Die allgemeinen Eigenschaften der Materie und die unorganische Chemie.

Zweite, verbesserte und vermehrte Ausgabe.

Dessau.

Druck und Verlag von Gebrüder Katz.

1855.

Vorwort.

Die Grundgedanken, welche mich zu der Ausarbeitung der Cameralchemie bestimmt haben, sind folgende:

1) den Land- und Forstwirthen nicht allein die zur rationellen Bewirthschaftung des kultivirten und kultivirbaren Bodens nöthigen chemischen Lehren und Erfahrungen systematisch zusammengestellt vorzulegen, sondern auch ihnen die Mittel und Wege zu zeigen, wie die Produkte des Bodens und der Forsten benutzt und veredelt werden können;

2) den Technikern die Verwendungen der verschiedenen Naturkörper und die Methoden zu lehren, wie dieselben verarbeitet und wie die Naturkörper und deren Produkte auf ihre Güte und Reinheit geprüft werden;

3) den Sanitätsbeamten Belehrung über die Gegenstände zu geben, welche auf die Gesundheit der Menschen und Thiere nachtheilig wirken oder deren Leben gefährden können, und ihnen das Verfahren zu zeigen, wie diese nachtheiligen oder giftigen Stoffe erkannt werden;

4) diejenigen Beamten, welchen die Ermittlung von Verbrechen oder die Wahrung von Gewerbsinteressen obliegt, mit denjenigen chemischen Erscheinungen und Erfahrungen bekannt

zu machen, welche sich auf solche Fälle beziehen, damit sie die gewöhnlich von anderen Sachverständigen darüber aufgefundenen oder aufgestellten Resultate beurtheilen können; und

5) allen Freunden der Naturwissenschaften den chemischen Theil derselben und dessen Anwendung im Leben, in Künsten und im Gewerbe vorzulegen,

und daß demnach dieses Werk die Agrikultur- und Forstchemie, die chemische Technologie und Prüfungslehre, sowie auch die polizeiliche und gerichtliche Chemie umfassen soll.

Um das Werk vielseitig brauchbar zu machen, wurden bei der Bearbeitung desselben drei Abtheilungen gebildet, von denen die beiden ersten einen vollständigen Inbegriff der chemischen Lehren enthalten und, da der ersten Abtheilung zugleich die wichtigsten auf Chemie Bezug habenden physikalischen Lehren einverleibt sind, ein Lehrbuch der theoretischen Chemie bilden, welches für Alle, die sich mit dem Studium der Chemie als solcher, als Hülfs- oder Unterhaltungswissenschaft beschäftigen, den neuesten Standpunkt dieser Wissenschaft darlegen soll. Die dritte Abtheilung enthält in sechs Abschnitten:

1) die Lehren von der Darstellung der chemischen Präparate im engeren Sinne;
2) die Lehren über die hüttenmännischen und metallurgischen Processe;
3) die Lehren über besondere chemische Industriezweige, wie z. B. über Gerberei, Färberei, Glasfabrikation, Schießpulverbereitung, Papierfabrikation, Leuchtgasbereitung u. s. w.;
4) die Lehren über die haus-, land- und forstwirthschaftlichen Industriezweige, wie z. B. über die Zubereitung (Rösten

und Bleichen) des Flachses und Hanfes, über Gewinnung von Stärkmehl und Zucker, über Bereitung von künstlichem Gummi, über Branntweinbrennerei, Spiritus-Fabrikation, -Reinigung und -Verwendung, Weinbereitung, Bierbrauerei und Essigfabrikation, über Bearbeitung fetter Stoffe, des Wachses und des Harzes, über Theerschwelerei und Verkohlung, über Kalk- und Gypsbrennerei, über Fabrikation künstlicher Steinmassen und irdener, porzellanener u. a. Geschirre, über die verschiedenen Boden- und Düngerarten u. s. w.;

5) und 6) die Lehren über die analytischen, polizeilich- und gerichtlich-chemischen Untersuchungen der verschiedenartigsten Naturkörper und Kunstgegenstände, welche auf die Technik, Land-, Haus- und Forstwirthschaft und die Gesundheitslehre Bezug haben,

und in einem Anhang die Lehren über die volumetrische Analyse, über die Ermittlung der Heizkraft der Brennstoffe, des specifischen Gewichts der Naturkörper und über einige andere Gegenstände, welche den vorhergehenden Abschnitten nicht einverleibt werden konnten oder während des Druckes bekannt wurden. Es ist demnach diese dritte Abtheilung als ein Handbuch der gesammten chemischen Technologie und der analytischen Chemie in Bezug auf Leben, Künste und Gewerbe zu betrachten und für praktische Chemiker, Künstler und Gewerbsleute, Land- und Forstwirthe, Sanitäts-, Cameral- und Justizbeamte, für den sorgsamen Hausvater und überhaupt für Jedermann, dem das eigene Wohl und das seiner Mitmenschen am Herzen liegt, von großem Interesse.

Durch die Beifügung zahlreicher Holzschnitte, welche die für die interessantesten chemischen Arbeiten nöthigen Apparate und verschiedene chemische Fabrikvorrichtungen versinnlichen, sowie auch

durch die gegenseitige Verweisung aus der theoretischen zur praktischen und aus dieser zur theoretischen Abtheilung wird gewiß die Brauchbarkeit und Nützlichkeit des ganzen Werkes sehr erhöht und wesentlich befördert.

In dieser vorliegenden neuen Ausgabe ist nicht allein durch die Einverleibung der seit der ersten Ausgabe gemachten neuen Erfahrungen, Entdeckungen und Verbesserungen, sondern auch durch die Hinzufügung eines vollständigen Sach- und Namensregisters die Benutzung des Werkes wesentlich befördert und erleichtert worden.

Ich schließe mit dem Wunsch, daß diese Ausgabe bei competenten Richtern dieselbe Aufnahme und Beurtheilung finde wie die erste, und daß durch Benutzung des Werkes dem geneigten Leser die möglichste Belehrung und der zu erzielende Nutzen zu Theil werden möge.

Im April 1855.

Dr. **Franz Doebereiner.**

Inhaltsverzeichniß

der ersten Abtheilung.

	Seite
Einleitung	1
Begriff der Cameralchemie	—
Begriff der allgemeinen Chemie	—
Eintheilung der Chemie	—
Gegenstände der Cameralchemie	2
Erster Abschnitt.	
Von der Materie und deren verschiedenen Eigenschaften	3
Begriff und Unterschied der Materie	—
A. **Von der irdischen Materie**	—
Anziehende und abstoßende Kräfte	—
Grundstoffe oder Elemente	4
a. Von der Schwere	—
Absolutes Gewicht	—
Gewichtsarten	—
Vergleichung der deutschen Gewichte	5
Specifisches Gewicht	—
b. Von der Cohäsion	—
Aggregatzustand der Materie	6
Selbstständige Form derselben	—
Structur der festen Materie	7
Cohäsionsverhältnisse derselben	8
c. Von der Adhäsion und Capillarität	—
Flächenanziehung	—
Haarröhrchenwirkung	9
Filtriren	10
d. Von der Affinität	—
Chemische Durchdringung	—
Verwandtschaftskraft	11
Sättigungscapacität	—
Massentheile der chemischen Durchdringung	12
Verhältnißzahlen der Elemente	—
Raumtheile der chem. Durchdringung	14
Einfache Wahlverwandtschaft	—
Doppelte Wahlverwandtschaft	15
Prädisponirende Verwandtschaft	—
Wechselseitige Verwandtschaft	—
Contacterscheinungen	16
B. **Von der ätherischen Materie**	17
Chemische Potenzen	—
a. Von der Wärme	17
Begriff der Wärme	—
Erregung derselben	—
Wärmeleitung der Körper	18
Wärmecapacität derselben	19
Specifische Wärme	20
Ausdehnung der Körper durch die Wärme	—
Wärmemesser (Thermometer)	21
Schmelzen	—
Verdampfen	22
Latente Wärme	23
Sieden und Siedepunkt	24
Destillation und Sublimation	26
Kälte	27
Kälte erregende Mischungen	—
Verdichtung der Körper durch die Kälte	28
b. Von dem Licht	—
Begriff vom Licht	—
Erregung des Lichtes	—
Phosphore	29
Verbreitung des Lichtes	30
Zurückwerfung, Beugung, Brechung, Zerlegung und Polarisation des Lichtes	—
Durchsichtigkeit der Körper	—
Farbe derselben	31
Glanz derselben	—
Strahlenbrechung derselben	—
Einfache u. doppelte Strahlenbrechung	32
Chemische Wirkungen des Lichtes	—
Färbende, erwärmende und chemische Strahlen des Lichtes	33
c. Von der Electricität	—
Begriff von Electricität	—
Bedingung derselben	—
Positive und negative Electricität	—
Ruhende und strömende Electricität	—
Leitung der Electricität	—
Electricitätserregung durch Reiben	34
Electromotore	35
Electrophore	—
Electrisirmaschinen	36
Conductore	—
Leidener Flaschen	—

Seite
Electrische Batterie 37
Electrischer Schlag . . . . —
Electricitätserregung durch Temperaturveränderung . . . . —
Krystallelectricität . . . . —
Thermoelectricität 38
Electricitätserregung durch Berührung 39
Galvanische oder chemische Electricität —
Voltaische Säule . . . . —
Electricitätserregung im Lebensproceß 40
Electricitätserregung durch Magnetismus 41
Eigenthümliche Verhältnisse der beiden Arten von Electricität . . . . —
Chemische Wirkungen der Electricität 42
Electrochemische Theorie 44
Electrochemische Reihe der Elemente . 45
Electrischer Schutz gewisser Metalle, wie z. B. des Kupfers an Seeschiffen . . . . —
Galvanoplastik 46
Intensität der electrischen Säule und Electrisirmaschinen . . . . —
d. Von dem Magnetismus . . . . . —
Entstehung des Magnetismus durch Electricität . . . . —
Begriff vom Magnetismus 47
Magnet und Magnetnadel . . . . . . —
Magnetische Pole und Aequator des Magnetes . . . . —
Verhalten des Magnetismus gegen Eisen . . . . —
Magnetische Kette . . . . —
Armirte Magnete 48
Magnetischer Meridian 49
Abweichung und Neigung der Magnetnadel . . . . —
Electro-Magnetismus . . . . —
Magneto-Electricität . . . . —

Zweiter Abschnitt.

Von den einfachen Stoffen und ihren Verbindungen 50
Nichtmetalle und Metalle 51
Eigenschaften der Verbindungen . . . —
Saure Verbindungen . . . . —
Basische Verbindungen . . . . —
Neutrale Verbindungen . . . . —
Salze 52
Indifferente Körper . . . . —
Verbindungen erster, zweiter und dritter Ordnung . . . . —
Unorganische und organische Chemie —
Seite
Chemie der einfachen und der zusammengesetzten Radicale 53

Chemie der einfachen Radicale.

Unorganische Chemie . . . . —
Mineralchemie . . . . —
Chemische Präparate . . . . —
Analytische und synthetische Chemie . 54

A. Von den Nichtmetallen . —
Nichtmetalle oder Ametalle 55
Metalloide . . . . —

1. Sauerstoff.
Vorkommen und Eigenschaften 56
Oxydation 57
Saure und basische Oxyde . . . . . —
Sauerstoffsalze . . . . —
Sättigungsverhältniß . . . . —
Indifferente Oxyde 58
Doppeloxyde und Doppelsäuren . . . —
Rasche Verbrennung 59
Langsame Verbrennung . . . . —
Verwesung an der Luft und im Wasser und Wichtigkeit beider für den Landwirth, für das Bleichen, für das Leben der Wasserthiere und für die Zerstörung organischer Körper im Wasser 60
Vermoderung 61
Bedingnisse der Verbrennung und Verwesung 62
Athmen der Thiere, durch den Sauerstoff der Luft bedingt 63
Nothwendigkeit der Nahrungsmittel für den Respirationsproceß 64
Thierische Wärme, Vegetation, Einleitung derselben durch den Sauerstoff bedingt 66
Späterer Einfluß des Sauerstoffes auf die Vegetation 67
Ersatz des Sauerstoffes in der atmosphärischen Luft . . . . —
Anwendung des Sauerstoffgases . . . 68

2. Wasserstoff.
Vorkommen und Eigenschaften . . . . —
Knallgas 69
Wasserstoffsäuren . . . . —
Anwendung des Wasserstoffgases . . . —
Wasser 70
Bildung und Vorkommen . . . . . . —
Eigenschaften 71
Eis; dessen geringeres specifisches Gewicht (weßhalb es auf dem Wasser

	Seite
schwimmt) und sein Einfluß auf Gesteine	71
Wasser-Dampf und Gas	72
Wolken, Nebel, Regen, Thau und Schnee	—
Mischbarkeit des Wassers mit andern Flüssigkeiten	—
Lösende Kraft des Wassers	73
Krystallisation aus Wasser	—
Decrepitationswasser	74
Hydratwasser	—
Krystallwasser	75
Wasser als Bedingung zur Ausführung verschiedener chemischer und anderer Arbeiten	—
Wirkung des Wassers bei der Vegetation und dem thierischen Leben	—
3. Stickstoff.	
Vorkommen und Eigenschaften	76
Zweck seines Vorkommens im freien Zustande	77
Salpetersäure	—
Bildung und Eigenschaften	78
Salpetersaure Salze	—
Wirkung auf die Vegetation	—
Stickstoffoxydgas, salpetrige Säure, rothe rauchende Salpetersäure u. Stickstoffoxydulgas	79
Ammoniak	80
Bildung und Eigenschaften	—
Anwendung und Wirkung auf die Vegetation	81
Atmosphärische Luft	82
Zusammensetzung	—
Wirkung auf die Erdkörper	—
Diffusion der Gasarten	83
4. Kohlenstoff.	
Vorkommen als Diamant, Graphit und Anthracit	—
mit Wasserstoff	84
mit Sauerstoff	—
Pflanzenkohle, Thierkohle, Ruß	85
Eigenschaften und Anwendung	—
Wirkung der Kohle auf d. Ackerboden	86
Kohlensäure	—
Bildung, Vorkommen u. Eigenschaften	87
Kohlensaures Wasser	88
Kohlensaure Salze	—
Benutzung der Kohlensäure	—
Einwirkung auf die Vegetation	89
Quelle des Kohlenstoffes in d. Pflanzen	90
Kohlenoxydgas	91
Kohlenwasserstoff	91
Schlagendes Wetter	92
Leuchtgas	—
Bergtalg	93
Steinöl	—
Flamme und Entstehung derselben	—
Zusammensetzung derselben	94
Chemische Wirkung derselben	95
Ursache des Leuchtens	—
Stickstoffkohle	96
Cyan	—
5. Chlor.	
Vorkommen und Eigenschaften	97
Verbindungen desselben	—
Anwendung	98
Chlorsäure	—
Chlorwasserstoffsäure	99
Bildung und Eigenschaften	—
Lösung in Wasser (Salzsäure)	100
Anwendung	—
Wirkung auf die Vegetation	—
Königswasser	101
Chlorstickstoff (Höllenöl)	—
Chlorkohlenstoff	—
Phosgengas	102
6. Brom.	
Vorkommen und Eigenschaften	—
Anwendung	—
7. Jod.	
Vorkommen und Eigenschaften	103
Anwendung und Erkennung	—
8. Fluor.	
Vorkommen	—
Fluorwasserstoffsäure	104
Eigenschaften und Anwendung	—
9. Schwefel.	
Vorkommen	—
Eigenschaften und Benutzung	105
Verbindungen	—
Schwefelige Säure	106
Vorkommen, Bildung u. Eigenschaften	—
Schwefeligsaure Salze	107
Anwendung der schwefeligen Säure	—
Antichlor	—
Unterschwefelige Säure	—
Schwefelsäure	108
Bildung, Vorkommen u. Eigenschaften	—
Schwefelsaure Salze	109
Anwendung der Schwefelsäure	—
Wirkung auf die Vegetation	110
Gegengift	—

Seite
Schwefelwasserstoffsäure 110
Bildung und Eigenschaften 111
Anwendung . . . . —
Hahnemann'sche Weinprobe . . . . . —
Schwefelstickstoff . . . . —
Schwefelkohlenstoff 112
Kohlenschwefelwasserstoffsäure —
Anwendung des Schwefelkohlenstoffs —
Schwefelcyan . . . . —
Chlorschwefel . . . . —

10. Selen.

Vorkommen und Verbindungen . . . 113

11. Tellur.

Vorkommen und Verbindungen . . . —

12. Bor.

Vorkommen und Eigenschaften 114
Borsäure . . . . —
Vorkommen und Eigenschaften . . . . —
Borsaure Salze 115
Anwendung der Borsäure . . . . . . —
Andere Borverbindungen . . . . —

13. Kiesel.

Vorkommen und Eigenschaften . . . . —
Kieselsäure 116
Vorkommen und Eigenschaften . . . . —
Kieselsaure Salze 117
Anwendung der Kieselsäure . . . . . —
Wichtigkeit für den Ackerbau . . . . —
Kieselfluorid 118

14. Phosphor.

Vorkommen und Eigenschaften 119
Verbindungen . . . . —
Benutzung 120
Phosphoroxyd, unterphosphorige Säure und phosphorige Säure . . . . —
Phosphorsäure . . . . —
Vorkommen und Eigenschaften 121
Modification der Phosphorsäure . . —
Phosphorsaure Salze . . . . . —
Anwendung der Phosphorsäure . . . 122
Wichtigkeit für die Pflanzen- und Thierwelt . . . . —
Nothwendiger Bestandtheil der phosphorsauren Salze im Boden . . . 123
Phosphorwasserstoffgas . . . . —

15. Arsen.

Vorkommen 123
Eigenschaften, Verbindungen und Benutzung des Arsens 124
Arsenoxyd 124
Arsenige Säure . . . . —
Bildung und Eigenschaften . . . . . —
Arsenigsaure Salze 125
Benutzung der arsenigen Säure . . . —
Arsensäure 126
Bildung und Eigenschaften . . . . . —
Arsensaure Salze . . . . —
Arsenwasserstoff 127
Bildung, Eigenschaften und Wichtigkeit in der gerichtlichen Chemie . . —
Doppelt-Schwefelarsen . . . . —
Dreifach-Schwefelarsen 128
Fünffach-Schwefelarsen . . . . —

16. Antimon.

Vorkommen . . . . —
Eigenschaften, Verbindungen und Anwendung 129
Antimonsuboxyd . . . . —
Antimonoxyd . . . . —
Vorkommen, Bildung u. Eigenschaften —
Antimonoxydsalze 130
Antimonsäure . . . . —
Bildung und Eigenschaften . . . . . —
Antimonsaure Salze . . . . . . —
Antimonsaures Antimonoxyd —
Antimonwasserstoffgas 131
Antimonchlorid . . . . —
Antimonchlorür . . . . —
Bildung und Eigenschaften . . . . . —
Benutzung 132
Antimonsulphür . . . . —
Vorkommen, Bildung u. Eigenschaften —
Anwendung . . . . —
Kermes 133
Spießglanzglas . . . . —
Metallsafran, Spießglanzleber, Schlippe'sches Goldschwefelsalz, Antimonsulphid —

B. Von den Metallen.

Begriff von Metall 134
Sauerstoffverbindungen . . . 135
Stickstoffverbindungen 136
Kohlenstoffverbindungen . . . 137
Chlor-, Brom-, Jod- u. Fluorverbindungen . . . . —
Schwefelverbindungen . . . . . —
Selen-, Tellur-, Bor- u. Kieselverbindungen 138
Phosphor-, Arsen- und Antimonverbindungen 139
Legirungen der Metalle . . . . —
A. Leichte Metalle 140

	Seite
B. Schwere Metalle	142
Unedle Metalle	—
Edle Metalle	—
Electronegative Metalle	—
1. Chrom.	
Vorkommen und Eigenschaften	143
Chromoxyd	—
Vorkommen und Eigenschaften	144
Chromoxydsalze	—
Kieselsaures Chromoxyd	—
Anwendung des Chromoxydes	—
Chromsäure	—
Eigenschaften	145
Chromsaure Salze	—
Vanadium	—
Molybdän	—
Wolfram	146
Tantal	—
Niobium	—
Pelopium	—
Titan	—
2. Zinn.	
Vorkommen	—
Eigenschaften und Anwendung	147
Zinnoxydul	—
Eigenschaften	148
Zinnoxydulsalze	—
Anwendung des Zinnoxyduls	—
Salpetersaures Zinnoxydul	—
Schwefelsaures Zinnoxydul	—
Zinnoxyd oder Zinnsäure	—
Vorkommen	—
Eigenschaften und Anwendung	149
Zinnoxydsalze	—
Zinnsaure Salze	—
Zinnchlorür, Eigenschaften und Anwendung	150
Zinnchlorid, Eigenschaften	—
Anwendung	151
Zinnsulphür, Eigenschaften	—
Zinnsulphid, Eigenschaften und Anwendung	—
Zinnlegirungen	152
3. Gold.	
Vorkommen und Eigenschaften	—
Anwendung; Karatirung	153
Goldoxyd oder Goldsäure	—
Goldsaure Salze	—
Goldoxydul	—
Knallgold	—
Goldchlorid	154
Eigenschaften und Anwendung	—
Goldchlorür	155
Goldpurpur	—
Osmium	155
Ruthenium	156
Iridium	—
Rhodium	—
4. Platin.	
Vorkommen	—
Eigenschaften und Verwendung	157
Platinoxyd oder Platinsäure	158
Platinoxydul	—
Platinchlorid	—
Anwendung	159
Platinchlorür	—
Kohlenstoffplatin	—
Phosphorplatin	—
Borplatin	160
Kieselplatin	—
Arsenplatin	—
Vorsichtsmaßregeln beim Gebrauch von Platingefäßen	—
Palladium	—
Verwendung zu Seemeßinstrumenten und Zapfenlagern	161
5. Silber.	
Vorkommen, Eigenschaften und Verwendung	—
Feine und rauhe oder beschickte Mark	162
Silberoxyd	—
Silberoxydsalze	—
Salpetersaures Silberoxyd	163
Kohlensaures Silberoxyd	—
Schwefelsaures Silberoxyd	—
Phosphorsaures Silberoxyd	—
Chromsaures Silberoxyd	—
Berthollet'sches Knallsilber	—
Chlorsilber	164
Jodsilber	—
Schwefelsilber	—
Verwendung zum Niello	165
Selensilber	—
Phosphorsilber	—
Arsensilber	—
Antimonsilber	—
Silberlegirungen	166
6. Quecksilber.	
Vorkommen, Eigenschaften und Anwendung	—
Quecksilberoxyd	—
Quecksilberoxydsalze	167
Salpeters. Quecksilberoxyd	—
Schwefels. Quecksilberoxyd	—
Chromsaures Quecksilberoxyd	168
Quecksilberoxydul	—
Quecksilberoxydulsalze	—

	Seite
Salpetersaures Quecksilberoxydul	168
Chroms. Quecksilberoxydul	—
Stickstoffquecksilber	169
Quecksilberchlorid	—
Eigenschaften und Anwendung	—
Quecksilberchlorür	170
Quecksilberbromid und Bromür	—
Quecksilberiodid	171
Quecksilberiodür	—
Quecksilbersulphid	—
Verwendung als Zinnober	172
Quecksilbersulphür	—
Selenquecksilber	—
Quecksilberlegirungen oder Amalgame	173

7. **Wismuth.**

Vorkommen und Eigenschaften	—
Wismuthsuboxyd	174
Wismuthoxyd	—
Wismuthoxydsalze	—
Salpetersaures Wismuthoxyd	—
Basisch-salpetersaures Wismuthoxyd	175
Kiesel-phosphorsaures Wismuthoxyd	—
Wismuthsuperoxyd	—
Wismuthsäure	—
Wismuthchlorid	—
Wismuthsulphid	176
Wismuthlegirungen	—

8. **Blei.**

Vorkommen	—
Eigenschaften und Benutzung	177
Bleioxyd	—
Eigenschaften und Anwendung	178
Bleioxydsalze	—
Salpetersaures Bleioxyd	179
Kohlens. Bleioxyd, Bleiweiß	—
Schwefelsaures Bleioxyd	—
Borsaures Bleioxyd	—
Kiesels. Bleioxyd, Bleiglas	180
Phosphorsaures Bleioxyd	—
Arsensaures Bleioxyd	—
Antimons. Bleioxyd, Neapelgelb	—
Zinnsaures Bleioxyd	181
Vergiftungen durch Bleisalze	—
Rothes Bleioxyd oder Mennige	—
Bleisuperoxyd	—
Bleichlorid	—
Kasseler und Turner's Gelb	183
Bleibromid	—
Bleiiodid	—
Bleisulphid	—
Glasurerz	184
Selenblei	—
Tellurblei	—
Kohlenstoffblei	—
Phosphorblei	—
Arsenblei	—
Antimonblei	—
Bleilegirungen	—
Calain, Schnellloth, zinnerne Geräthschaften, Newton'sches u. Rose'sches leichtflüssiges Metall u. Anwendung der letzteren zu Dampfmaschinen-Ventilen	185
Cadmium	186

9. **Zink.**

Vorkommen und Eigenschaften	—
Anwendung	187
Zinksuboxyd	—
Zinkoxyd	—
Tutia, Cadmia fornacum	—
Anwendung	188
Zinkoxydsalze	—
Salpetersaures Zinkoxyd	—
Kohlensaures Zinkoxyd	—
Schwefelsaures Zinkoxyd, Zinkvitriol	—
Kieselsaures Zinkoxyd, Galmei	189
Chromsaures Zinkoxyd	—
Zinkchlorid	—
Zinkbromid	190
Zinkiodid	—
Schwefelzink	—
Selenzink	191
Arsenzink	—
Zinklegirungen	—
Unächtes Blattsilber	—
Uran	—

10. **Kupfer.**

Vorkommen, Eigenschaften und Anwendung	192
Kuferoxyd	193
Vorkommen, Eigenschaften und Anwendung	—
Kupferoxydsalze	194
Salpetersaures Kupferoxyd	—
Kohlensaures Kupferoxyd	—
Bergblau und Bremerblau	—
Basisch-kohlensaures Kupferoxyd	195
Berggrün, Mineralgrün, Bremer oder Braunschweiger Grün	—
Schwefelsaures Kupferoxyd	—
Kieselsaures Kupferoxyd	—
Phosphorsaures Kupferoxyd	—

	Seite
Arsenigsaures Kupferoxyd	196
Scheele'sches und Schweinfurter Grün	—
Arsensaures Kupferoxyd	—
Chromsaures Kupferoxyd	—
Kupferoxydul	—
Eigenschaften und Anwendung	197
Kupfer-Superoxyd u. Säure	—
Stickstoffkupfer	—
Kupferchlorid	198
Kupferchlorür	—
Kupfersulphür	199
Kupfersulphid	—
Selenkupfer	—
Phosphorkupfer	—
Arsenkupfer	200
Weißkupfer oder Tomback	—
Antimonkupfer	—
Kupferlegirungen	—
Bronze der Alten, Glockenspeise	—
Kanonengut, Spiegelmetall, Verzinnung des Kupfers, Messing	201
Rauschgold, Messingloth, Mosaisches Gold, Bristoler Messing, Birminghamer Platin, Tomback oder rothes Messing, unächtes Blattgold, Prinzenmetall, Pinchbeck, Similor, Mannheimer Gold, neue Bronze	202

11. Kobalt.

Vorkommen und Eigenschaften	203
Kobaltoxydul	—
Eigenschaften und Anwendung	204
Kobaltoxydulsalze	—
Salpetersaures Kobaltoxydul	—
Rinmann'sches Grün	—
Schwefelsaures Kobaltoxydul	—
Kieselsaures Kobaltoxyd	205
Smalte	—
Phosphorsaures Kobaltoxydul	—
Arsenigsaures Kobaltoxyd	—
Arsensaures Kobaltoxydul	—
Kobaltoxydul	—
Kobaltchlorür	206
Sympathetische Tinte	—
Kobaltsulphür	—
Kobaltsulphid	—
Kobaltsupersulphid	207
Selenkobalt	—
Arsenkobalt	—

12. Nickel.

	Seite
Vorkommen	—
Eigenschaften und Anwendung	208
Nickeloxydul	—
Nickeloxydulsalze	—
Nickeloxyd	209
Nickelchlorür	—
Nickelsulphür	209
Nickelsulphid	—
Nickelsupersulphid	210
Arsennickel	—
Antimonnickel	—
Nickellegirungen	—
Packfong, Suhler Weißkupfer, Argentan und Neusilber	—
Amerikanisches Neusilber	211
Vorzüge des Neusilbers gegen plattirte Waaren	—

13. Eisen.

Vorkommen und Eigenschaften	—
Weiches und hartes, roth- und rohbrüchiges Eisen	212
Kaltbrüchiges, faulbrüchiges, hadriges und verbranntes Eisen	213
Verhalten in der Hitze an der Luft	—
Eisenoxydul	214
Eisenoxydulsalze	—
Kohlensaures Eisenoxydul	215
Schwefelsaures Eisenoxydul	—
Kieselsaures Eisenoxydul	—
Phosphorsaures Eisenoxydul	216
Arsensaures Eisenoxydul	—
Eisenoxydul-Chromoxyd	—
Vorkommen des Eisenoxyduls im Ackerboden und nachtheilige Wirkung auf die Vegetation; Verbesserung solcher Bodenarten	—
Eisenoxyd	217
Vorkommen, Eigenschaften und Anwendung	—
Eisenoxydhydrat	218
Anwendung und Vorkommen im Ackerboden, Wirkung auf die Vegetation	—
Eisenoxydsalze	219
Salpetersaures Eisenoxyd	—
Kohlensaures Eisenoxyd	—
Schwefelsaures Eisenoxyd	—
Kieselsaures Eisenoxyd	220
Phosphorsaures Eisenoxyd	—
Arsenigsaures Eisenoxyd	—
Arsensaures Eisenoxyd	221
Eisenoxydoxydul	—
Eisensäure	—
Stickstoffeisen	222
Kohlenstoffeisen	
Spiegeleisen oder Rohstahleisen, graues	—
Roheisen, Stahl	—
Rohstahl, Gerbstahl, Cementstahl, Indischer Stahl, Damaststahl, Meteorstahl	223
Eisen-Carburet u. Supercarburet	224

Seite
Eisenchlorür 224
Eisenchlorid 225
Eisensulphür 226
Eisensulphid . . . . —
Eisensupersulphid . . . . —
Kieseleisen 227
Phosphoreisen . . . . —
Arseneisen . . . . —
Antimoneisen 228
Eisenlegirungen . . . . —
Weißblech . . . . —

14. **Mangan.**

Vorkommen und Eigenschaften . . . —
Manganoxydul 229
Manganoxydulsalze . . . . . . —
Kohlensaures Manganoxydul . —
Schwefelsaures Manganoxydul 230
Kieselsaures Manganoxydul . —
Phosphors. Manganoxydul . . —
Arsensaures Manganoxydul . —
Vorkommen des Manganoxyduls im Ackerboden und Wirkung auf die Vegetation . . . . —
Manganoxyd 231
Manganoxydoxydul . . . . . . —
Mangansuperoxyd . . . . —
Benutzung desselben 232
Mangansäure . . . . —
Uebermangansäure . . . . . . —
Kohlenstoffmangan . . . . . . —
Manganchlorür 233
Schwefelmangan . . . . —
Arsenmangan . . . . —
Cerium . . . . —
Didym 234
Lanthan . . . . —
Zirkonium . . . . —
Norium . . . . —
Beryllium . . . . —

15. **Alumium.**

Vorkommen und Eigenschaften 235
Alumiumoxyd oder Alaunerde . . . —
Vorkommen als Saphyr, Demantspath und Smirgel 236
Eigenschaften . . . . —
Vorkommen im Ackerboden 237
Alaunerdesalze . . . . —
Schwefelsaure Alaunerde . . . —
$^2/_3$ schwefelsaure Alaunerde . . —
$^1/_3$ schwefelsaure Alaunerde . . 238
Kieselsaure Alaunerde . . . . . —
Mineralien, mit vorzugsweise kieselsaurer Alaunerde und anderen Silicaten . . . . —
Thon 239
Porzellanthon 239
Plastischer, fetter und magerer, feuerfester und schmelzbarer Thon 240
Gemeiner und schiefriger Töpferthon . . . . —
Schieferthon und Thonschiefer 241
Lehm . . . . —
Kalkhaltiger und Ocker enthaltender Thon 242
Röthel, gelber und brauner Ocker . —
Verwendung der Thonarten 243
Vorkommen des Thons im Ackerboden, Wirkung auf die Vegetation und Verbesserung durch Brennen . . . —
Phosphorsaure Alaunerde . . 244
Alaunerde-Bleioxyd . . . . . . —
Alaunerde-Eisenoxydul 245
Alaunerde-Beryllerde . . . . . —
Chloralumium . . . . —
Fluoralumium . . . . —
Alumium-Eisen . . . . —
Thorium . . . . —
Yttrium 246
Erbium . . . . —
Terbium . . . . —

16. **Magnesium.**

Vorkommen und Eigenschaften . . . —
Magnesiumoxyd oder Magnesia . . . 247
Magnesiasalze . . . . —
Salpetersaure Magnesia . . . 248
Kohlensaure Magnesia . . . . . —
Magnesia alba 249
Schwefelsaure Magnesia . . . . —
Wirkung auf die Vegetation . . . . —
Borsaure Magnesia 250
Kieselsaure Magnesia . . . . . —
Mineralien mit vorwaltender kieselsaurer Magnesia und anderen Silicaten —
Anwendung verschiedener dieser Mineralien 251
Hornblende, Talk, Bildstein u. Topfstein . . . . —
Entstehung des magnesiahaltigen Ackerbodens und seine Wirkung auf die Vegetation . . . . —
Phosphorsaure Magnesia . . . 252
Chlormagnesium . . . . —
Salinenmutterlauge und ihre Benutzung in der Feldwirthschaft und zu anderen Zwecken 253
Brommagnesium . . . . —

17. **Baryum.**

Vorkommen und Eigenschaften . . . 254
Baryumoxyd oder Baryt . . . . . . —

Seite
Anwendung 255
Barytsalze . . . . —
Salpetersaurer Baryt . . . . . —
Kohlensaurer Baryt . . . . . . —
Chlorsaurer Baryt 256
Schwefelsaurer Baryt . . . . . —
Kieselsaurer Baryt . . . . —
Chromsaurer Baryt . . . . . . —
Wirkung der Barytsalze auf die Vegetation und den thierischen Organismus . . . . —
Baryumsuperoxyd (oxydirtes Wasser 257
Chlorbaryum . . . . —
Schwefelbaryum 258

18. **Strontium.**

Vorkommen und Eigenschaften . . . 259
Strontiumoxyd oder Strontian. . . —
Strontiansalze . . . . —
Salpetersaurer Strontian . . 260
Kohlensaurer Strontian . . . —
Schwefelsaurer Strontian . . —
Kieselsaurer Strontian . . . . —
Chlorstrontium . . . . —
Schwefelstrontium 261

19. **Calcium.**

Vorkommen und Eigenschaften . . . —
Calciumoxyd oder Kalk . . . . . —
Gebrannter Kalk . . . . —
Gelöschter Kalk, Kalkbrei, Kalkmilch und Kalkwasser 262
Fetter, magerer und hydraulischer Kalk —
Anwendung des Kalkes 263
Kalksalze . . . . —
Salpetersaurer Kalk 264
Kohlensaur r Kalk . . . . —
Kalkspath . . . . —
Körniger Kalk, dichter Kalkstein, lithographischer Stein und Kreide. . . 265
Süßwasserkalk und Mergel 266
Kohlensaurer Kalk-Baryt . . . 267
Kohlensaure Kalk-Magnesia . —
Vorkommen des Kalkes im Ackerboden, Eigenschaften derartigen Bodens . —
Wirkung des künstlich zugesetzten Kalks auf die natürlichen und künstlich zugesetzten Bestandtheile des Ackerbodens 268
Mergeln des Ackerbodens 269
Saurer kohlensaurer Kalk . . 270
Entstehung von Sprudel-, Tropf- u. Kesselstein . . . . —
Unterchlorigsaurer Kalk . . . . —
Chlorsaurer Kalk 271

Seite
Schwefelsaurer Kalk 271
Gyps und verschiedene Arten desselben —
Bedingniß der harten Wässer und Verbesserung derselben, Entstehung kalter Schwefelwässer 272
Verwendung des Gypses . . . . . . —
Gyps als Bestandtheil des Ackerbodens und seine Wirksamkeit. . . . 273
Gypsen der Felder . . . . —
Dornstein und Pfannenstein, verdünnte Schwefelsäure, Abfälle von dem Vitriol- und Alaunwerken und von der Chlorkalkbereitung als Surrogate des Gypses zum Verbessern der Felder 274
Kieselsaurer Kalk 275
Kalksilicate . . . . —
Borsaurer Kalk 276
Phosphorsaurer Kalk . . . . . —
Phosphorsaurer Kalk als natürlicher und künstlicher Bestandtheil des Ackerbodens und seine Wirkung auf die Pflanzen 277
Arsenigsaurer Kalk 278
Arsensaurer Kalk . . . . —
Chlorcalcium . . . . —
Anwendung als Düngmaterial und zu anderen Zwecken 279
Fluorcalcium . . . . —
Benutzung desselben 280
Schwefelcalcium . . . . —
Phosphorcalcium . . . . —

20. **Natrium.**

Vorkommen und Eigenschaften. . . . 281
Natriumoxyd oder Natron 282
Natronhydrat . . . . —
Natronsalze 283
Salpetersaures Natron . . . . —
Neutrales kohlensaures Natron —
Anderthalb-kohlensaures Natron 284
Doppelt-kohlensaures Natron —
Unterchlorigsaures Natron . . 285
Doppelt-schwefeligsaures Natron . . . . —
Schwefelsaures Natron . . . . —
Doppelt-schwefelsaures Natron 286
Borsaures Natron . . . . —
Kieselsaures Natron 287
Phosphorsaures Natron. . . . —
Antimonsaures Natron 288
Natron-Alaunerde . . . . —
Lasurstein, Ultramarin . . . . —
Chlornatrium (Kochsalz) . . . . . . —
Vorkommen und Eigenschaften . . . —

Seite
Wirkung auf den thierischen Organismus und Verwendung 289
Wirkung auf die Vegetation 290
Chlorgoldnatrium 291
Chlorplatinnatrium . . . . . . —
Brom- und Jodnatrium . . . . —
Schwefelnatrium . . . . —
Natriumamalgam 292
Lithium . . . . —

21. Kalium.

Vorkommen und Eigenschaften . . . —
Kaliumoxyd oder Kali 293
Kalihydrat . . . . —
Kalisalze 294
Salpetersaures Kali . . . . . . —
Baumé'scher und schwarzer Fluß . . —
Knallpulver und Weißfeuermassen . . 295
Anwendung als kälteerzeugendes Mittel, in der Haus- und Feldwirthschaft u. s. w. . . . . —
Kohlensaures Kali 296
Wirkung auf die Vegetation . . . . —
Doppelt-kohlensaures Kali . . 297
Unterchlorigsaures Kali . . . . —
Chlorsaures Kali 298
Zünd- und Frictionshölzer . . . . . —
Ueberchlorsaures Kali . . . . . —
Schwefelsaures Kali 299
Saures schwefelsaures Kali . —
Alaunerde-Alaun 300
Cubischer Alaun . . . . —
Manganoxyd-Alaun 301
Eisenoxyd-Alaun . . . . —
Chromoxyd-Alaun . . . . —
Kieselsaures Kali und Natron —
Bestandtheil des Ackerbodens, Wirkung auf die Vegetation, Ersatz der kieselsauren Alkalien . . . . —
Gewöhnliches und Doebereiner'sches Wasserglas 302
Glas und verschiedene Sorten desselben 303
Phosphorsaures Kali 304
Arsenigsaures Kali . . . . —
Arsensaures Kali . . . . —
Antimonsaures Kali 305
Chromsaures Kali . . . . —
Wirkung auf Metallsalze . . . . . . —
Alaunerde-Kali 306
Zinkoxyd-Kali . . . . —
Chlorkalium 307
Vorkommen in Mergelarten und Wirkung auf die Vegetation . . . . . —

Seite
Chlorplatinkalium 308
Bromkalium . . . . —
Jodkalium . . . . —
Schwefelkalium . . . . —

22. Ammonium.

Theorie der Ammoniumverbindungen 309
Zusammensetzung der Ammoniumverbindungen 310
Ammoniumoxyd- oder Ammoniaksalze 311
Salpetersaures Ammoniak . . 312
Kohlensaures Ammoniak . . . —
Bildung desselben beim Faulen des Harns und bei der trocknen Destillation . . . . —
Anwendungen und Düngmaterial . . 313
Schwefelsaures Ammoniak . . —
Ammoniak-Alaun 314
Phosphorsaures Ammoniak . . —
Schutzmittel gegen flammende Verbrennung . . . . —
Phosphorsaures Natron-Ammoniak . . . . —
Phosphorsaures Magnesia-Ammoniak 315
Ammoniaksalze als Quellen des Stickstoffes in den Pflanzen . . . . . . —
Ansichten über die Quelle des Stickstoffes in den Pflanzen . . . . . . —
Menge des niederfallenden Ammoniaks auf einen Flächenraum Ackerboden . 316
Größere Stickstoffausbeute in den Pflanzen, als durch den Dünger zugeführt wird . . . . —
Wichtigkeit der Düngung mit stickstoffstoffhaltigen (Ammoniak ausgebenden) Substanzen zur schnelleren Entwicklung der Pflanzen 317
Verlust von Ammoniak aus dem Düngungsmaterial . . . . —
Vorbeugung dieses Verlustes . . . . —
Assimilation des Ammoniaks von den Pflanzen 318
Chlorammonium . . . . —
Eigenschaften u. Benutzung in der Feldwirthschaft und zu anderen Zwecken 319
Chlorplatinammonium . . . . —
Brom-, Jod- und Fluorammonium 320
Schwefelammonium . . . . . . —
Selen- und Tellurammonium . 321

Erste Abtheilung.

Einleitung.

Die Chemie ist der Inbegriff der durch Erfahrungen, Beobachtungen und Versuche gewonnenen Kenntnisse von der Zusammensetzung und von der inneren Beschaffenheit der Naturkörper, der Lehren von den Ursachen aller materiellen oder inneren Veränderungen derselben und der Gesetze, unter welchen diese stehen. Materielle Veränderungen der Naturkörper sind aber solche, welche sich durch eine Umänderung der in die Sinne fallenden Eigenschaften kund geben, und sie werden, sie mögen von selbst, d. h. in Folge der Naturthätigkeit, oder künstlich durch menschliche Vorrichtungen, langsam oder rasch erfolgen, chemische Veränderungen, die damit verbundenen Erscheinungen chemische Erscheinungen genannt.

Die Chemie zerfällt in die reine Chemie, welche das Ganze des chemischen Wissens umfaßt und, ohne Berücksichtigung der Anwendung, die chemischen Eigenschaften der verschiedenen einfachen und zusammengesetzten Arten der irdischen Materie, die bekannten chemischen Erscheinungen und die diesen zu Grunde liegenden Ursachen systematisch zusammenstellt, und in die angewandte Chemie, welche die Anwendung der bekannten chemischen Thatsachen entweder zur Erklärung von Naturerscheinungen oder zur Darstellung, Vermehrung, Veredlung und Benutzung der Existenz- und Genußmittel des Lebens lehrt; die angewandte Chemie zerfällt daher wiederum in verschiedene Zweige, wie in physikalische, meteorologische, mineralische, vegetabilische, animalische Chemie (die drei letzteren auch in unorganische und in organische Chemie geschieden), in agronomische, technische, polizeiliche und gerichtliche Chemie. Bei der strengsten Auffassung giebt es nur eine Chemie, die sich, gleich der Mathematik, über alle Erscheinungen, Künste, Gewerbe u. s. w. erstreckt; deshalb läßt sich sehr leicht das Studium der reinen und das der angewandten Chemie miteinander verbinden und ist fast nicht voneinander zu trennen.

Die **Cameralchemie** begreift in sich die specielle Anwendung der Chemie auf die mit ihr in Beziehung stehenden Gegenstände der Haus-, Land- und Forstwirthschaft, der verschiedenen Künste und Gewerbe, der Gesundheit und der Sicherung des lebenden thierischen Körpers, und umfaßt die agronomische, technische und polizeiliche Chemie. Die agronomische Chemie betrachtet Alles, was auf die Pflanzenvegetation, besonders aber auf die Entwicklung und das Gedeihen der Kulturgewächse Einfluß hat, also die chemische Beschaffenheit und Mischung der verschiedenen Bodenarten, die Verfahrungsregeln bei Bearbeitung und Verbesserung derselben, die Darstellung und Behandlung der Düngerarten ꝛc. Die technische Chemie giebt Anweisung zur chemischen Bearbeitung der Naturkörper und zur Darstellung der mannigfachen Stoffe, welche bei den Künsten und Gewerben, wie im gemeinen Leben in Anwendung kommen, und ist daher die Chemie der Künste und Gewerbe und des gemeinen Lebens; sie zerfällt nach der Art der verschiedenen Stoffe, die sie zu bearbeiten und zu veredeln lehrt, in verschiedene Zweige, wie in Metallurgie, oder in die Lehre von der Bearbeitung und Benutzung der Metalle, in Lithurgie, oder in die Lehre von der Bearbeitung, Darstellung und Benutzung der verschiedenen Steinarten und steinartigen Massen (wie Töpferzeug, Steingut, Porzellan u. s. w.), in Hyalurgie, oder in die Lehre von der Zusammensetzung und Bereitung der Glasarten, in Halurgie, oder in die Lehre von der Zusammensetzung und Gewinnung der salzartigen Körper, in Phlogurgie, oder in die Lehre von den Heiz- und Leuchtmaterialien, in Chromurgie, oder in die Lehre von der Zusammensetzung und Bereitung der verschiedenen Farbenarten, in Zymurgie, oder in die Lehre von der weinigen Gährung und deren Producten, und in die Chemie verschiedener anderer Gegenstände, z. B. in die Lehre über die Zusammensetzung und Bereitung der verschiedenen Seifen, der Gerbstoffarten, des Leims, des Leders, der Nahrungsmittel (als ein Unterzweig der letzteren Lehre ist die Chemie der Kochkunst, ein trotz seiner Wichtigkeit noch wenig bearbeitetes Feld, anzuführen) u. s. w.; die ökonomische Technochemie ist der Inbegriff mehrerer der angeführten Zweige und umfaßt die haus-, land- und forstwirthschaftlich-chemischen Gewerbe, wie z. B. die Zuckergewinnung, die Branntweinbrennerei, Bier-

brauerei, Weinfabrikation, Essigbereitung, Ziegelei, Stärkemehlgewinnung u. s. w. Die polizeiliche Chemie lehrt die gute Beschaffenheit aller Lebensbedürfnisse und giebt Anweisung zur Entfernung alles dessen, was die Gesundheit benachtheiligen oder das Leben gefährden könnte. Die gerichtliche Chemie befaßt sich mit der Ermittlung derjenigen Körper, welche als Gifte erkannt sind.

Erster Abschnitt.

Von der Materie und deren verschiedenen Eigenschaften.

Materie wird dasjenige genannt, was sich unseren Sinnen als Erscheinung der Außenwelt darstellt, was den Raum erfüllt und was in demselben thätig ist; man hat hiernach solche Materie zu unterscheiden, welche raumerfüllend ist, und nennt diese, da sie nur für unseren Planeten bekannt, die irdische Materie, und solche, welche bloß im Raum thätig ist, und nennt solche die ätherische Materie, da sie dem Universum anzugehören scheint; diese letztere wird auch, da sie weder schwer noch raumerfüllend ist, die imponderable, jene aber die ponderable Materie genannt.

A. Von der irdischen Materie.

Die irdische Materie ist mit anziehenden und abstoßenden Kräften begabt. Die anziehenden Kräfte derselben äußern sich

1) durch Anziehung aus der Ferne in dem Phänomen der Schwere und
2) durch Anziehung bei der Berührung in den Erscheinungen der Cohäsion, der Adhäsion, der Capillarität und der gegenseitigen Durchdringung oder der chemischen Affinität.

Die abstoßenden Kräfte stellen sich dar

1) in dem Phänomen der Raumerfüllung (die Bedingung der mechanischen Undurchdringlichkeit und der Tastbarkeit) und
2) in der chemischen Zersetzung.

Die verschiedenen Arten der irdischen Materie sind bedingt durch die verschiedene Thätigkeit der anziehenden und abstoßenden Kräfte. Man kennt bis jetzt einige sechszig einfache Arten der Materie und nennt diese, da sie bis jetzt durch die bekannten chemischen Agentien und Hülfsmittel in keine verschiedenen Arten zerlegt werden können, Grundstoffe oder Elemente. Die Zahl derselben ist jedoch keine beschränkte, da mit der weiteren Entwicklung der chemischen Kenntnisse auch neue Hülfsmittel aufgefunden werden, wodurch für einfach gehaltene Arten der Materie in zwei oder mehrere neue geschieden werden können.

a. Von der Schwere.

Alle irdische Materie äußert das Bestreben, sich nach dem Mittelpunkt der Erde zu bewegen und drückt vermöge dieses Bestrebens ununterbrochen auf ihre Unterlage; diese Eigenschaft der irdischen Materie heißt die Schwere und diese selbst ist die Ursache des Fallens der Körper. Die Größe des Druckes, welche ein Körper, durch die Schwere seiner materiellen Theile getrieben, auf seine Unterlage ausübt, heißt das Gewicht. Schwere und Gewicht sind also nicht gleichbedeutende Ausdrücke; Schwere ist das Bestreben jedes kleinsten Theiles, zu fallen, Gewicht aber die Summe der fallenden Bestrebung aller Theile eines Körpers, und dieses steht daher mit seiner Masse, d. h. mit der Quantität seiner Materie, alle Zeit in geradem Verhältnisse. Das Gewicht oder die Masse zweier Körper wird durch Befestigen oder Auflegen an die Enden eines gleicharmigen Hebels ermittelt; bleibt dieser im Gleichgewicht, so ist das Gewicht beider Körper gleich, während beim Niederschlagen des einen Armes der an diesem befindliche Körper schwerer ist, als der an dem anderen Arme befindliche. Die Vorrichtung zur Vergleichung des Gewichts zweier Körper heißt die Wage und die zur Ausgleichung oder Bestimmung dienenden Gewichtsmassen werden die Gewichte genannt. Als vergleichende Gewichtseinheit bedient man sich bei wissenschaftlichen Untersuchungen derjenigen Gewichtsmasse, welche ein Kubikcentimeter Wasser bei + 4° C. beträgt, und nennt diese ein Gramm, welches durch 10, 100 oder 1000 dividirt, ein Decigramm, Centigramm oder Millegramm, mit 10, 100, 1000 oder 10,000 multiplicirt ein Decagramm, Hectogramm,

Kilogramm oder Myriogramm giebt. Im Handel bedient man sich als vergleichender Gewichtseinheit des sogenannten Pfundes, welches durch 32 oder 16 getheilt das Loth oder die Unze giebt; 1 Loth wird in 4 Quentchen und 1 Unze in 8 Drachmen, 1 Drachme in 3 Skrupel oder 60 Gran getheilt. Das Pfund ist nicht in allen Ländern und selbst in den verschiedenen Theilen Deutschlands von gleichem Gewicht, denn

1 Pfund ist gleich			500	Gramm	in Baden und im Großherzogthum Hessen, so wie auch dieses Pfund als Einheit bei der Zoll- und Postvereinsberechnung gilt.
1	„	„	„ 560	„	in Oestreich und Baiern.
1	„	„	„ 484	„	in Hamburg.
1	„	„	„ 467	„	in Preußen, Hannover, Sachsen, Würtemberg, Kurhessen, Braunschweig und Frankfurt a. M.
1	„	„	„ 453	„	in England.

100, in einigen Ländern auch 110 Pfund machen den Centner aus.

Die Größe des Gegendruckes, welchen ein Körper oder ein Theil desselben erfordert, um auf der Wage ins Gleichgewicht gesetzt zu werden, ohne Rücksicht auf sein Volumen, wird sein absolutes Gewicht genannt; das absolute Gewicht aber im Verhältniß zum Volumen der Körper oder die Verschiedenheit des Gewichts zweier Körper unter gleichem Volumenraum heißt das eigenthümliche oder specifische Gewicht oder die Eigenschwere. Die specifischen Gewichte verschiedener Körper von gleichem Volumen müssen sich also verhalten wie die Massen dieser Körper. Als vergleichende Einheit des specifischen Gewichts für flüssige und feste Körper nimmt man durchgehends das Wasser, für Luftarten aber die atmosphärische Luft oder auch, als den leichtesten Körper, das Wasserstoffgas an. [1])

---

b. Von der Cohäsion.

Die einzelnen Theile jeder besonderen Art der irdischen Materie haben ein Bestreben, sich einander zu einem homogenen Ganzen anzuziehen und Massen oder Körper zu bilden. Man nennt die Ursache dieses Bestrebens und

das Beharren jedes Körpers in der Einheit seiner Masse die Cohäsions-kraft oder die Kraft des Zusammenhanges. Durch die Cohäsionskraft werden verschiedene physikalische Eigenschaften der Körper bedingt, nämlich:

1) Der Aggregatzustand, d. h. der Zustand der Verschiebbarkeit der Theilchen eines Körpers. Die irdische Materie stellt sich in drei verschiedenen Zuständen der Raumerfüllung dar; wirkt die Cohäsionskraft stark, so erscheint uns die Materie als fest oder starr und man nennt diesen Zustand die starre Form der Materie. Aeußert sich die Cohäsionskraft schwächer, so erscheint uns die Materie in kleinen Massen als sphärisch, leicht beweglich und zu einem Ganzen vereinbar; dieser Zustand wird die tropfbarflüssige Form der Materie genannt. Hört die Cohäsionskraft fast gänzlich auf, thätig zu sein, so stellt sich uns die Materie in dem beweglichsten und durchsichtigsten Zustande, nämlich als Luft oder Dunst, dar; man nennt diesen Zustand, da Körper von dieser Beschaffenheit sich in das Unendliche ausdehnen und sehr stark zusammenpressen lassen, aber nach Aufhebung der ausdehnenden oder zusammenpressenden Kraft augenblicklich den ursprünglichen Raum wieder einnehmen, die elastisch-flüssige Form der Materie. Der Raum, welchen eine elastisch-flüssige Materie einnimmt, steht stets im umgekehrten Verhältniß ihrer Dichtigkeit, aber im geraden des Druckes, dem sie ausgesetzt ist. Die elastisch-flüssige Form der Materie ist dreierlei Art, indem sie nämlich entweder durch Abkühlung oder durch starken Druck in die tropfbar-flüssige (auch starre) Form übergeführt oder weder durch Abkühlung noch durch Druck verändert werden kann; die durch Abkühlung in die flüssige Form überzuführenden Luftarten heißen unbeständige, die durch Druck verdichtbaren coërcible und die unveränderlichen beständige oder permanente Luft- oder Gasarten; sogenannter Dampf oder Bläschendunst entsteht durch Vermischung einer unbeständigen Gasart mit kalter Luft.

2) Die selbstständige Form, d. h. die Gestalt, welche die Körper vermöge der der Materie eigenthümlichen Bildungskräfte annehmen. Sie ist nach den Aggregatzuständen verschieden und stellt bei luftartigen und flüssigen Körpern die Kugel dar, welche durch äußere Einwirkungen Modificationen erleidet; bei festen Körpern ist sie aber entweder regelmäßig, die Krystall-

form, oder unregelmäßig, die Aggregatsform. Die Krystallform ist sechserlei Art, nämlich die gleichgliedrige, wohin der Würfel, Achtflächner, Zwölfflächner, Vierundzwanzigflächner, der Halbachtflächner und der Halbviermalsechsflächner gehören, die sechsgliedrige, wohin der Zweimalsechsflächner, der Halbzweimalsechsflächner und die Säule gehören, die viergliedrige (der Quadratachtflächner und die Quadratsäule), die zweigliedrige (der Rhombenachtflächner und die Rhombensäule), die zwei- und eingliedrige (die schiefe Rhombensäule) und die eingliedrige, wohin die schiefe Rhomboidsäule gehört. In der Krystallbildung finden sich aber auch sehr häufig Unvollkommenheiten; lange Krystalle von sehr geringer Breite und Dicke werden nadel- oder haarförmige, in der Länge und Breite ausgedehnte von sehr unbedeutender Dicke aber tafelartige Krystalle oder Blättchen genannt. Die Aggregatsform ist sehr mannigfaltig; sie ist entweder durch Aneinanderreihung sehr vieler kleiner und undeutlicher Krystalle, z. B. das Baumförmige, Gestrickte, Warzenförmige, Büschelförmige, Stangenförmige und Staudenförmige, oder durch das Erstarren flüssiger Körper, wie das Knollige, Kugelige, Traubenförmige, Nierenförmige und Tropfsteinartige, entstanden.

3) Die Structur, d. h. die unter den Massentheilchen der festen Körper vorhandene Ordnung, welche mehr oder weniger regelmäßig sein kann. Die regelmäßigste Structur ist die krystallinische, welche alle Krystalle besitzen und mit der Spaltbarkeit, d. h. mit der Fähigkeit verbunden ist, sich in glatte, glänzende und ebene Flächen trennen zu lassen; Körper von dieser Eigenschaft werden krystallinisch-blättrige genannt. Bestehen die Körper aus krystallinisch-blättrigen Theilen von bestimmter Gestalt, haben diese Theile ziemlich gleiche Länge, Breite und Dicke, und sind sie ohne Regelmäßigkeit zusammengehäuft, so werden sie krystallinisch-körnige, bei vorherrschender Länge und zurücktretender Breite und Dicke der krystallinisch-blättrigen Theile aber krystallinisch-strahlige, und bei unbestimmbarer Breite und Dicke krystallinisch-faserige Körper genannt. Mangelt einem Körper alle Spaltbarkeit, so wird er unkrystallinisch oder dicht genannt. Von der krystallinischen Structur unterscheidet sich die Absonderung, d. h. die Fähigkeit der Körper, sich in Stücke von bestimmter Gestalt trennen zu

lassen; die Flächen, welche die Trennung benennen, werden die Absonderungsflächen genannt. Die wichtigsten Arten der Absonderung sind die schalige und stänglige, welche oft der krystallinisch-blättrigen und strahligen Structur ähnlich sind.

4) Die Cohäsionsverhältnisse, d. h. die Verhältnisse des Zusammenhanges der einzelnen Theilchen der Materie. Bei den festen Körpern unterscheidet man in qualitativer Beziehung spröde und geschmeidige; ein spröder Körper zerspringt beim Aufschlagen, Aufstoßen oder Reiben in kleine Stücke und läßt sich pulvern, wird daher auch ein pulverisirbarer Körper genannt; ein geschmeidiger Körper nimmt bedeutende mechanische Eindrücke an, ohne zu zerbrechen oder zu zerstückeln, und läßt sich daher hämmern, zu Draht ziehen, walzen, prägen u. s. w., wird daher auch ein streck- oder dehnbarer Körper genannt. Manche Körper können bei verschiedener Behandlung spröde und geschmeidig sein, wie z. B. Schwefel bei gewöhnlicher Temperatur leicht pulverisirbar ist, bis 250° C. erhitzt und in Wasser gegossen aber geschmeidig wird, Zink bei 120 bis 150° sich zu Draht ziehen, über 200° aber pulvern läßt. Nimmt der Körper mechanische Eindrücke an, die aber bei Aufhebung des Druckes wieder verschwinden, so ist er elastisch. Das quantitativ betrachtete Cohäsionsverhältniß der festen Körper nennt man die Härte (welche durch Reiben der zu vergleichenden Körper gegen Stahl oder unter einander ermittelt wird), bei flüssigen Körpern den Flüssigkeitsgrad; man unterscheidet dünn- und dickflüssige Körper.

Die Wirkung der Cohäsionskraft wird zerstört 1) durch mechanische Kräfte, wie durch Pulvern, Feilen u. s. w., und 2) chemisch durch Erhitzen, d. h. durch die Thätigkeit der Wärme.

---

c. Von der Adhäsion und Capillarität.

Eine Modification der Cohäsion ist die Adhäsionskraft, Flächenanziehung oder Kraft des Anhanges, vermöge welcher gleichartige und ungleichartige Körper, wenn ihre Flächen auf möglichst vielen Punkten sich berühren, mehr oder weniger stark an einander haften oder sich gegenseitig anziehen, ohne ein stetiges Ganzes zu bilden. Viele Operationen und Erschei-

nungen im täglichen und gewerblichen Leben beruhen auf der Flächenanziehung, wie z. B. das Schreiben, Malen, Bestäuben, Schminken, das Belegen der Spiegel, die Vergoldung, das Leimen, Löthen, Firnissen u. s. w., das Zusammenhalten gesprungener Gläser, des aus verschiedenen gesonderten Körpern bestehenden Granites u. s. w.

Die Flächenanziehung äußert sich auch zwischen Materien von verschiedener Form, und zwar am deutlichsten zwischen starren und tropfbarflüssigen Körpern. Sie wirkt hier nicht allein der Schwere, sondern auch der Cohäsion und in einigen Fällen sogar der chemischen Affinität entgegen, und veranlaßt die merkwürdige Erscheinung, daß Flüssigkeiten an der Oberfläche verschiedener fester Körper in die Höhe steigen können. Am auffallendsten zeigt sich dieses Phänomen, wenn enge offene Glasröhren in Wasser getaucht werden; letzteres steigt in den Röhren bis auf eine beträchtliche Höhe über den äußern Stand des Wassers, und zwar um so höher, je enger die Röhren sind. Ebenso wirkt jede andere poröse starre Materie, z. B. Sandstein, Ackererde, überhaupt jedes pulverige Haufwerk, Kohle, Flachs, Schwamm, ungeleimtes Papier 2c. Man nennt diese Erscheinung die Haarröhrchenwirkung, Capillarität oder Capillarwirkung. Sie erklärt uns eine Menge täglicher Operationen und Erscheinungen, wie z. B. das Aufsaugen und Abtrocknen des Wassers mittels leinener Zeuge, das Aufsaugen des flüssigen Brenn- oder Leuchtmaterials an dem Docht, das Aufsaugen des Wassers in porösen oder gespalteten Gebirgsmassen, das Aufsteigen des Saftes in den Pflanzen u. s. w. Enthalten die Flüssigkeiten zugleich fremde Stoffe gelöst, so werden diese auch häufig von dem porösen Körper angezogen, wie z. B. das Färben der organischen Faser, die natürliche und künstliche Reinigung des Trinkwassers u. s. w. Fälle dieser Art sind. Auch dampf- und luftförmige Stoffe werden von den porösen Körpern angezogen und sogar verdichtet, eine Erscheinung, welche die Geruchzerstörende Wirkung der Kohle, die düngende Kraft der häufig umgepflügten lockeren und deshalb vielfach mit der atmosphärischen Luft und der in dieser enthaltenen fremden Stoffe in Berührung kommenden Ackererde u. s. w. erklärt.

Verschiedene tropfbarflüssige Körper zeigen gegen einander ebenfalls ein capillares Verhalten, indem sie sich zu völlig gleichartigen Flüssigkeiten vermischen lassen. Dasselbe Verhalten zeigen auch viele feste gegen flüssige Kör-

per, indem sie von demselben aufgenommen und aus dem festen in den flüssigen Zustand übergeführt werden, durch Verdampfen der Flüssigkeit aber wieder in dem früheren Zustand erhalten werden können. Man nennt diesen Act, bei welchem die festen Körper nur in ihrem Aggregatzustand verändert werden, die Lösung. In den meisten Fällen wird dabei mehr oder weniger Wärme gebunden, d. h. Kälte erregt, wie z. B. beim Lösen verschiedener Salze in Wasser, beim Zergehen des Eises in Branntwein u. s. w., und man benutzt dieses Verhalten, um niedrige Temperaturgrade zu erregen.

Verschiedene feste Substanzen haben im feingepulverten Zustande die Eigenschaft, mit irgend einer Flüssigkeit aufgeschüttelt, ohne sich in derselben zu lösen, vermöge der Adhäsion zwischen dem festen und flüssigen Körper längere Zeit in der Flüssigkeit suspendirt zu bleiben und sich erst nach längerer oder kürzerer Zeit vollkommen abzusetzen. Man benutzt dieses Verhalten vielfach, wie z. B. beim Schlemmen des Thons, bei der mechanischen Zerlegung der Ackererde u. s. w., und die Natur zeigt es uns oft im größten Maßstabe in dem Flußwasser, welches durch heftige Regengüsse die lockeren Theile der Erdoberfläche suspendirt enthält und an tiefer gelegenen Orten wieder absetzt, wodurch oft bedeutende Flüsse, wenn nicht gehörige Vorsicht zur Entfernung des abgesetzten Schlammes beachtet wird, für die Schifffahrt untauglich werden können. Sollen, namentlich bei kleinen Quantitäten trüber Flüssigkeiten, die aufgeschlemmten Theile schneller entfernt werden, so benutzt man hierzu das größere Adhäsionsverhältniß des festen Körpers zu einem anderen festen porösen Körper, wie z. B. zu Leinwand, ungeleimtes Papier, Sand, Bimsstein u. s. w., und läßt die trübe Flüssigkeit durch denselben laufen, wobei die trübenden Theile zurückbleiben; diese Operation wird das Filtriren oder Durchseihen genannt.

---

d. Von der Affinität.

Wird in dem Augenblicke, wo zwei oder mehrere verschiedene Arten der Materie sich gegenseitig durchdringen, Wärme erregt, irgend eine andere Erscheinung, wie Aufbrausen, Knall oder Explosion, Entwicklung von Geruch oder sonst etwas der ursprünglichen Materie Fremdes wahrgenommen, dabei die Natur der Materie mehr oder weniger verändert und eine oder mehrere

mit neuen Eigenschaften begabte Substanzen erzeugt, so ist dieses die Wirkung der chemischen Anziehung oder Durchdringung, einer Kraft, welche verschiedene Arten der Materie zu einem zusammengesetzten Körper zu vereinigen strebt und Verwandtschaftskraft oder Affinität genannt wird. Alle Arten der irdischen Materie sind mit dieser Kraft begabt und daher fähig, chemisch auf einander zu wirken und sich gegenseitig zu durchdringen.

Die Bedingungen der chemischen Anziehung und Durchdringung, und überhaupt jeder chemischen Wechselwirkung (Reaction), sind 1) elektrochemische Differenz, 2) unmittelbare Berührung, und 3) Beweglichkeit, d. h. flüssiger oder luftförmiger Zustand der Materie. Sind diese Bedingungen gegeben, so beginnt die chemische Wechselwirkung fast augenblicklich, und die verschiedenen Arten der Materie gehen meistens unter Wärme- oder Feuerentwicklung in einander über, vereinigen und homogenisiren sich so, daß alle physische und chemische Differenz derselben verschwindet.

In jedem chemischen Verbindungsproceß treten die verschiedenen Substanzen stets in bestimmten quantitativen Verhältnissen zusammen, und vereinigen sich unter verschiedenen Bedingungen je zwei oder mehrere derselben *in mehr als* einem Verhältniß, so ist das zweite, dritte und folgende Verhältniß *stets* ein Vielfaches oder ein aliquoter Theil des ersten. Drückt man daher das erste Verbindungsverhältniß einer Materie durch irgend eine Zahl aus, so müssen auch die anderen Verbindungsverhältnisse derselben Materie Vielfache dieser Zahl sein; es verbinden sich z. B.

14	Gewichtsth:	Stickstoff mit	8	($= 1 \times 8$)	Gewichtsth.	Sauerstoff
14	„	„ „	16	($= 2 \times 8$)	„	„
14	„	„ „	24	($= 3 \times 8$)	„	„
14	„	„ „	32	($= 4 \times 8$)	„	„
14	„	„ „	40	($= 5 \times 8$)	„	„

Hat eine Materie von einer anderen so viel aufgenommen, als sie unter den gegebenen Bedingungen in sich aufzunehmen vermag, so betrachtet man sie als mit letzterer gesättigt. Je mehr eine Materie von einer andern aufzunehmen vermag, desto größer ist ihre Sättigungscapacität. Nimmt man die Menge eines Stoffes, welcher die größte Sättigungscapacität besitzt, als Einheit an und drückt die kleinste Menge jeder anderen Materie, die sich

mit derselben verbindet, durch Zahlen aus, welche sich auf diese Einheit beziehen, so stellen diese Zahlen die Verbindungsverhältnisse und die Verhältnisse die Sättigungscapacität der Stoffe dar. Man nennt diese Zahlen die chemischen Verhältnißzahlen, und jede der durch sie ausgedrückten Größe das Proportional, auch Verhältniß, den chemischen Antheil, Massentheil, das Mischungsgewicht, das chemische Aequivalent oder, nach einer besonderen Ansicht, das Atom. Je nachdem Wasserstoff = 1 oder Sauerstoff = 100 für die Verbindungsverhältnisse der übrigen einfachen Stoffe angenommen wird, erhält man folgende steigende Reihe: *)

Wasserstoff	Hydrogenium	= H	= 1,0	oder	12,50
Kohlenstoff	Carbonium	= C	= 6,0	„	75,00
Lithium	Lithium	= L	= 6,5	„	81,66
Beryllium	Beryllium	= Be	= 7,1	„	88,13
Sauerstoff	Oxygenium	= O	= 8,0	„	100,00
Bor	Borium	= B	= 10,9	„	136,20
Magnesium	Magnesium	= Mg	= 12,0	„	150,00
Alumium	Alumium	= Al	= 13,7	„	171,25
Stickstoff	Nitrogenium	= N	= 14,0	„	175,00
Schwefel	Sulphur	= S	= 16,0	„	200,00
Fluor	Fluorium	= F	= 19,0	„	237,50
Calcium	Calcium	= Ca	= 20,0	„	250,00
Kiesel	Silicium	= Si	= 22,3	„	277,77
Natrium	Natrium	= Na	= 23,0	„	287,20
Titan	Titanium	= Ti	= 24,1	„	301,55
Chrom	Chromium	= Cr	= 26,3	„	329,00
Mangan	Manganium	= Mn	= 27,6	„	344,68
Eisen	Ferrum	= Fe	= 28,0	„	350,00

*) Die Buchstaben, welche den Verhältnißzahlen voranstehen, drücken die chemische Bezeichnungsweise der einfachen Stoffe aus; sie sind besonders für die Verbindungen, bei welchen die Bezeichnungen der Bestandtheile entweder, wie bei den einfachen, nur neben einander gestellt oder durch ein Plus- oder Kommazeichen verbunden werden, von großer Wichtigkeit, da sie zugleich auch die Gewichtsverhältnisse der Verbindungen ausdrücken, wie z. B. HO die Verbindung von 1 Gewichtsth. Wasserstoff und 8 Gewichtsth. Sauerstoff, CaO die von 20 Gewichtsth. Calcium und 8 Gewichtsth. Sauerstoff, dagegen CaO, HO oder CaO + HO die von 28 Gewichtsth. Calciumoxyd oder Kalk mit 9 Gewichtsth. Wasser ausdrückt.

Kobalt	Cobaltum	= Co	= 29,5	oder	368,65
Nickel	Niccolum	= Ni	= 29,6	„	369,33
Phosphor	Phosphorus	= P	= 31,0	„	387,84
Kupfer	Cuprum	= Cu	= 31,7	„	395,60
Yttrium	Yttrium	= Y	= 32,3	„	403,17
Zink	Zincum	= Zn	= 32,5	„	406,59
Zirkonium	Zirconium	= Zr	= 33,6	„	420,00
Chlor	Chlorium	= Cl	= 35,5	„	443,28
Kalium	Kalium	= K	= 39,2	„	490,00
Selen	Selenium	= Se	= 39,7	„	495,28
Strontium	Strontium	= Sr	= 43,8	„	548,00
Molybdän	Molybdaenium	= Mo	= 46,0	„	574,80
Lanthan	Lanthanium	= La	= 47,0	„	588,00
Cer	Cerium	= Ce	= 47,3	„	591,00
Ruthen	Ruthenium	= Ru	= 52,1	„	651,00
Rhodium	Rhodium	= R	= 52,2	„	651,96
Palladium	Palladium	= Pd	= 53,3	„	665,47
Cadmium	Cadmium	= Cd	= 55,8	„	696,77
Zinn	Stannum	= Sn	= 58,9	„	735,29
Thorium	Thorium	= Th	= 59,6	„	743,86
Uran	Uranium	= U	= 60,0	„	750,00
Tellur	Tellurium	= Te	= 64,2	„	801,76
Baryum	Baryum	= Ba	= 68,5	„	855,29
Vanadin	Vanadium	= V	= 68,7	„	856,89
Arsen	Arsenium	= As	= 75,2	„	940,00
Brom	Bromium	= Br	= 80,0	„	1000,00
Tantal	Tantalium	= Ta	= 92,0	„	1150,00
Wolfram	Wolframium	= W	= 92,1	„	1150,78
Platin	Platinum	= Pt	= 98,7	„	1233,75
Iridium	Iridium	= Ir	= 98,7	„	1233,75
Osmium	Osmium	= Os	= 99,6	„	1245,00
Quecksilber	Hydrargyrum	= Hy	= 100,0	„	1250,00
Blei	Plumbum	= Pb	= 103,7	„	1294,64

Wismuth	Bismuthum	= Bi	= 104,0	oder 1300,00
Silber	Argentum	= Ag	= 108,0	„ 1350,00
Jod	Jodium	= I	= 127,0	„ 1586,00
Antimon	Stibium	= Sb	— 129,0	„ 1612,50
Gold	Aurum	= Au	= 197,0	„ 2462,50.

Unbestimmt, zum Theil wohl auch problematisch, sind ferner:

das Didym = D, das Erbin = E, das Niobium = Nb, das Pelopium = Pe, das Terbin = Tb, das Norin = No, das Ilmenium = Jl, das Aridium = Ad und das Donarium = Do.

Am merkwürdigsten stellen sich die Verbindungsverhältnisse zwischen Luftarten dar, und hier kann als festes Gesetz hingestellt werden: „luftförmige Körper verbinden sich in einfachen Raumverhältnissen, und das Product der Verbindung — wenn es selbst wieder von luftförmiger Beschaffenheit ist oder in diesen Zustand übergeführt werden kann — steht in einem einfachen Verhältniß zu den Bestandtheilen, denn es ist entweder gleich dem Raume beider in Verbindung getretenen Körper oder es hat eine Verdichtung erlitten." Bis jetzt kennt man von diesem Gesetze nur eine Ausnahme, nämlich daß das in Gas verwandelte Product der Verbindung zwischen Quecksilber und Schwefel einen größeren Raum einnimmt, als beide Körper in Dampfform zusammen einnehmen.

Die verschiedenen Arten der Materie ziehen sich gegenseitig nicht mit gleicher Stärke an, und sie sind daher vermögend, sich einander aus bestehenden Verbindungen abzuscheiden. Kommt z. B. ein aus zwei differenten Stoffen a und b zusammengesetzter Körper mit einem Stoffe c in Berührung, welcher b stärker anzieht, als dieser von a angezogen wird, wie es zum Beispiele beim Schwefel im Schwefelsilber durch Eisen der Fall ist, so verbindet sich c mit b und a wird abgestoßen. Dieses verschiedene chemische Verhalten der Stoffe und ihrer Verbindungen wird die einfache Wahlverwandtschaft genannt und macht es möglich, da auch eine Verbindung zweier Stoffe auf eine andere Verbindung, die aus bereits zusammengesetzten Körpern besteht, auf gleiche Weise wirken kann, die zusammengesetzten Körper in ihre Bestandtheile zu zerlegen, d. h. sie chemisch zu analysiren.

Zwei differente Substanzen a und b, welche sich gegenseitig sehr stark anziehen, verbinden sich unter gewissen Bedingungen auch dann mit einander, wenn jeder derselben bereits mit einer anderen Materie, z. B. a mit c und b mit d verbunden ist. Beide Verbindungen zersetzen sich wechselseitig so, daß zwei neue Zusammensetzungen entstehen. Bedeutet a Schwefel und b Quecksilber, c aber Antimon und d Chlor, also ac Schwefelantimon und bd Chlorquecksilber, und erhitzt man beide Verbindungen mit einander in den gehörigen Gewichtsverhältnissen, so tritt alles Chlor des Chlorquecksilbers an das Antimon des Schwefelantimons zu Chlorantimon, und das Quecksilber mit dem Schwefel zu Quecksilber zusammen. Man nennt diesen Act der chemischen Reaction die doppelte Wahlverwandtschaft. Sind die in Wechselwirkung tretenden Verbindungen neutral, so sind auch die Producte dieser Wechselwirkung neutral.

Zwei differente Substanzen a und b, von denen a bereits mit einer anderen Substanz d verbunden ist, ziehen sich dann nur an, wenn ein dritter Körper c gleichzeitig vorhanden ist, der eine große Neigung hat, sich mit den aus a und b entstehenden Verbindungen zu vereinigen. Man nennt diesen Act der chemischen Reaction die prädisponirende Verwandtschaft; ein Beispiel hierfür giebt das Verhalten des Zinks gegen das Wasser, welches aus Wasserstoff und Sauerstoff besteht; das Zink hat zwar Verwandtschaft zum Sauerstoff, vermag aber denselben nicht aus dem Wasser anzuziehen; wird aber dem Wasser, welches mit Zink in Berührung ist, Schwefelsäure zugesetzt, welche eine starke Verwandtschaft zu der Verbindung des Zinks mit Sauerstoff hat, so zieht ersteres letzteres aus dem Wasser an, Zinkoxyd damit bildend, welches sich nun mit der Schwefelsäure verbindet, während der Wasserstoff als ein gasförmiger Körper abgeschieden wird.

Die Erscheinungen der Wahlverwandtschaften werden in manchen Fällen 1) durch die relativen Mengen der auf einander wirkenden Stoffe, 2) durch die prädisponirende Affinität des Lösungsmittels, und 3) durch Wärme abgeändert, was man die wechselseitige Verwandtschaft oder die reciproke Affinität nennt. So bildet sich beim Leiten von Wasserdämpfen, die aus Sauerstoff und Wasserstoff bestehen, über glühendes Eisen unter Abscheidung von Wasserstoff Eisenoxyd, d. h. die Verbindung des Eisens mit

Sauerstoff; wird aber über diese erhitzte Verbindung Wasserstoff geleitet, so zieht dieser wieder den Sauerstoff an, und es entsteht unter Abscheidung von metallischem Eisen Wasser. Für den zweiten Fall giebt das Verhalten zwischen Essigsäure und kohlensaurem Kali ein Beispiel; wird kohlensaures Kali mit verdünnter Essigsäure in Berührung gesetzt, so entweicht die Kohlensäure des ersteren und es entsteht essigsaures Kali; wird dieses im trocknen Zustande in Weingeist gelöst und durch die Lösung Kohlensäure geleitet, so verbindet sich diese wieder mit dem Kali zu kohlensaurem Kali, welches sich als in Weingeist unlöslich abscheidet, während die Essigsäure in dem Weingeist gelöst bleibt. Für die Umänderung der Wahlverwandtschaft durch die Veränderung der Temperatur giebt das Verhalten des Chlornatriums und der schwefelsauren Magnesia ein practisches Beispiel; beide Körper in Wasser gelöst und vermischt, bei gewöhnlicher oder erhöhter Temperatur verdunstet, geben immer die ursprünglichen Bestandtheile; wird aber die gemischte Lösung der Temperatur des gefrierenden Wassers ausgesetzt, so nimmt das Natrium den Sauerstoff und die Schwefelsäure der schwefelsauren Magnesia zu schwefelsaurem Natron, und das Magnium der letzteren das Chlor des Chlornatriums zu Chlormagnium auf; das schwefelsaure Natron krystallisirt aus, während das Chlormagnium in der Mutterlauge bleibt. Läßt man beide Salze aber in höhere Temperatur kommen, so entsteht wiederum Chlornatrium und schwefelsaure Magnesia. Man benutzt dieses Verhalten auf Salinen, um aus der auf diesen abfallenden Mutterlauge nach Belieben schwefelsaure Magnesia oder schwefelsaures Natron zu erhalten.

Manche Erscheinungen der Affinität zweier Körper werden durch die Gegenwart eines dritten Körpers eingeleitet, welcher aber selbst nicht Verbindungen eingeht oder eine Veränderung erleidet; man nennt Erscheinungen dieser Art C o n t a c t e r s c h e i n u n g e n. Fälle dieser Art sind die Verbindung des Wasserstoffes und Sauerstoffes bei der Gegenwart von Platin, die Verbindung der Stärkmehlelemente mit den Wasserelementen zu Zucker beim Kochen mit Schwefelsäure, die Bildung von Essigsäure und Wasser aus Weingeist und Sauerstoff bei Gegenwart von Platinmohr u. s. w.

B. Von der ätherischen Materie.

Jede Art der irdischen Materie ist träge, d. h. es kann keine derselben ohne eine bewegende Kraft aus dem Zustand der Ruhe in den Zustand der Thätigkeit oder Bewegung versetzt werden. Diejenigen Kräfte, welche die irdische Materie zur chemischen Thätigkeit bestimmen, sind Wärme, Licht und Electricität (und Magnetismus); diese heißen deßhalb auch chemische Potenzen. Sie sind von ätherisch-materieller Natur, strahlend (auch schwingend, wie Wärme, und Licht, oder strömend, wie Electricität und Magnetismus) und weder wägbar, noch sperrbar, werden darum auch unwägbare oder unsperrbare Stoffe, Imponderabilien, genannt.

---

a. Von der Wärme.

Man nennt Wärme, auch Wärmestoff, diejenige ätherische Materie, deren Schwingungen oder Strahlen die Eigenschaft haben, in uns das Gefühl von Wärme, in einer andern Weise aber gesteigert das Gefühl von Kälte zu erregen, wonach Kälte und Wärme nichts Entgegengesetztes, sondern Wirkungen derselben Materie in ungleicher Steigerung sind. Im engeren Sinne bezeichnen wir mit Wärme, was über dem Gefrierpunkt des Wassers bis zu den stärksten Hitzgraden liegt.

Die Wärme ist auf unserem Planeten überall verbreitet und ein Bedingniß für das Leben, jede Bewegung und Thätigkeitsäußerung, wirkt demnach neben dem Licht als die thätigste unter den ätherischen Materien und wird dadurch wahrgenommen, daß sie die Kraft besitzt, die Körper auszudehnen und bei Steigerung viele derselben in ihrem Aggregatzustand zu verändern. Die Wärme wird erregt 1) beim Reiben, Stoßen oder Schlagen zweier Körper mit- oder gegeneinander, wie z. B. die Wilden durch Reiben zweier Stücke Holz Wärme und Feuer zu erregen, Schmiede durch geschicktes Hämmern einen Nagel bis ins Glühen zu versetzen wissen, die Büchsen von Wagenrädern, wenn sie nicht gehörig geschmiert sind, beim schnellen Fahren bis zur Entzündung erhitzt werden, Luft in einem eingeschlossenen Raum rasch zusammengepreßt damit in Berührung stehenden Zunderschwamm entglimmt u. s. w.; 2) bei den

im Bereiche der Natur fortwährend vorgehenden Verbindungen, namentlich durch den Verbrennungsproceß, welcher häufig nur deßhalb vorgenommen wird, um uns Wärme zu erregen; 3) durch den Proceß der Respiration von Thieren und Pflanzen, wie z. B. in mit Menschen angefüllten geschlossenen Räumen durch die von jenen ausströmende Wärme die Temperatur bis zur Schwüle gesteigert wird; 4) durch die electrische Strömung und 5) durch die capillare Wirkung poröser Körper auf Flüssigkeiten und Luftarten, wie z. B. durch Regen benäßte Ackerkrume eine höhere Temperatur zeigt, als trockene bei derselben Luftwärme, der Platinmohr frisch bereitet und von der Flüssigkeit getrennt durch die Absorption von Sauerstoffgas sich stark erwärmt u. s. w. Als Hauptursache der an der Erdoberfläche fühlbaren Wärme betrachten wir aber die Sonne, welche neben den Lichtstrahlen Wärmestrahlen ausgiebt. Außerdem besitzt die Erde an und für sich Wärme, die zwar an der Erdoberfläche wenig fühlbar ist, aber sich in einiger Tiefe und besonders durch die an manchen Orten hervorkommenden heißen Quellen kundgiebt.

Die Wärme bewegt sich in ihrem freien Zustande strahlend*) nach den Gesetzen und mit der Geschwindigkeit des Lichtes, und durchdringt mehr oder weniger leicht alle festen und tropfbar- oder elastisch-flüssigen Körper; sie wird aber von diesen in ihrer strahlenden Bewegung gehemmt, d. h. sie bewegt sich durch dieselben langsam, gleichsam kriechend; das ist, was man die Wärmeleitungskraft der Körper nennt. Die wärmeleitende Kraft der Körper ist verschieden, weßhalb man gute und schlechte Wärmeleiter unterscheidet. Die besten Wärmeleiter sind die Metalle, weßhalb Zimmer durch eiserne Oefen schneller durchgeheizt werden, die schlechtesten trockene organische Substanzen mit glänzender Oberfläche, wie z. B. Wolle, Seide, Federn, Haare u. s. w., welche die Wärme gar nicht leiten, gewissermaßen als Isolatoren derselben be-

*) Bringt man zwischen zwei hohle Metallspiegel, die in einer gewissen Entfernung von einander stehen, der Mitte des einen Spiegels gegenüber eine glühende Kohle und genau in derselben Entfernung der Mitte des andern Spiegels gegenüber die Kugel eines Thermometers, so wird in diesem durch die von dem anderen Spiegel zurückgeworfenen Wärmestrahlen alsbald eine bedeutende Temperatursteigerung wahrgenommen werden. Auf diese Weise läßt sich auch die Ofenwärme in Zimmern auf jedem beliebigen Ort des Zimmers zusammenhäufen, wenn man hinter dem Ofen einen glänzenden, gehörig gebogenen und beweglichen Blechschirm anbringt. Für größere Zimmer, worin ein Einzelner arbeitet oder studirt, wäre dieses mit einer bedeutenden Brennmaterialersparniß verbunden, indem die aus einem kleinen Ofen ausstrahlende Wärme nach der arbeitenden oder studirenden Person geleitet werden und sich nur theilweise dem übrigen Zimmerraum mittheilen könnte.

trachtet werden können und deßhalb zu allerlei Kleidungsstücken verarbeitet dazu dienen, bei kühler oder kalter Witterung die thierische Wärme möglichst zurückzuhalten, aber auch Schutz gegen hohe Sommerwärme gewähren, wie z. B. Pelzkleidungsstücke mit dem Haarwerk nach Innen getragen gegen Kälte, mit den Haaren nach Außen getragen gegen äußere Hitze schützen. Trockene erdige Körper sind ebenfalls keine guten Leiter der Wärme und halten dieselbe, wenn sie einmal davon durchdrungen sind, lange zurück; man benutzt deßhalb bei Feuerungen erdiges Material, wie z. B. gebrannten Thon, um in demselben die Hitze entweder, wie bei Schmelz- und Glüharbeiten, möglichst zu concentriren oder, wie bei Stubenöfen, dieselbe nur langsam aber gleichmäßig abgeben zu lassen. Eiserne Oefen werden deßhalb mit Lehm oder Thon ausgekleidet oder mit einem Mantel umgeben, dessen Zwischenraum mit ausgelaugter trockener Holzasche (einem sehr schlechten Wärmeleiter) ausgefüllt wird. Auch tropfbar- und elastisch-flüssige Körper sind schlechte Wärmeleiter, werden aber von der eindringenden Wärme in strömende Bewegung gebracht, weil sie durch dieselbe ausgedehnt oder specifisch leichter werden.

Die Wärme hat eine Neigung, sich nach dem Himmelsraume hin zu bewegen oder der Erde zu entfliehen, was sich besonders an heiteren Wintertagen oder mondhellen Nächten äußert. Lufttrübende Mittel, z. B. Wolken, Rauch u. s. w. wirken dieser Bewegung entgegen; so steigt die Temperatur in kalten Wintertagen bemerklich, wenn sich in der Luft Nebel oder Wolkenschichten bilden; größere Anpflanzungen leicht erfrierender Gesträucher lassen sich bei hellen Frühjahrsnächten, wo Frost zu befürchten ist, durch den Dampf von glimmendem nassen Holz, welcher von der Windseite herstreicht, einzelne Pflanzen durch Bedecken mit einem Flortuch schützen.

Die Wärme wird von einem Körper einem anderen mitgetheilt und sie macht daher die Körper, in welcher sie sich anhäuft, wärmend. Das Uebergehen der Wärme von einem Körper zum andern dauert so lange, bis beide zu einer gleichen Temperatur, d. h. zu einer gleichen Wärmethätigkeit gelangt sind. Die verschiedenen Körper erfordern jedoch eine verschiedene Summe von Wärme, um zu gleichen Graden der Temperatur zu gelangen, d. h. sie haben eine verschiedene Wärmecapacität; man nennt die verhältnißmäßige Wärme, welche eine Gewichtseinheit eines Körpers bedarf, um die Temperatur desselben um

einen Grad zu verändern, die specifische Wärme des Körpers, wobei man die des Wassers = 1 setzt. 1 Pfund Wasser von 0° und 1 Pfund Wasser von 36° mit einander vermischt geben 2 Pfund Wasser von 18°; aber 1 Pfund Wasser von 0° mit 1 Pfund Eisen von 36° in Berührung gesetzt, wird auf die Temperatur von 4° gebracht; es sind demnach 32° Wärme verschwunden und ist die specifische Wärme des Eisens 0,125, denn es sind 8° Wärme des Eisens = 1° Wärme des Wassers.

Die eigenthümliche Wirkung der Wärme ist die, daß sie die Körper ausdehnt und nach allen Richtungen vergrößert. Diese Ausdehnung ist je nach der Natur der Substanzen sehr verschieden, nicht bloß in dem Grade, sondern auch nach dem Gesetze, welchem dieselbe folgt; so werden z. B. vom Thaupunkt bis zum Siedpunkt des Wassers oder von 0° bis 100° C ausgedehnt

100	Raumtheile	irgend einer Luftart	auf	137,5	Raumtheile
100	„	Wasser	„	104,5	„
100	„	Quecksilber	„	101,835	„
100	„	Eisen oder Stahl	„	100,111	„
100	„	Glas oder Platin	„	100,085	„

Da nun die Körper durch die Wärme in ihrem Raum vergrößert werden, so muß auch deren specifisches Gewicht durch die Erhöhung der Temperatur jedesmal geringer werden, was sich besonders dem Auge deutlich zeigt, wenn Wasser in einem gläsernen Gefäß gegen das Licht gehalten erhitzt wird, wobei fortwährend durch die Hitze ausgedehnte und das Licht auch anders brechende Strömungen nach oben stattfinden, bis das Sieden eintritt.

Die Ausdehnung der festen Körper durch die Wärme ist bei der Construction verschiedener Apparate und Maschinen sehr zu berücksichtigen, um kein Zersprengen oder keine Störung in dem Gang der Maschine hervorzubringen. Soll z. B. in Glas ein Metall eingeschmolzen werden, wie in Eudiometer, so muß hierzu Platin verwendet werden, weil es durch die Wärme auf gleiche Weise wie das Glas ausgedehnt wird; würde Eisen eingeschmolzen werden, so wäre eine Ablösung schon bei der Abkühlung oder eine Zersprengung des Glases bei einer Temperaturerhöhung zu befürchten. Auch für den richtigen Gang der Maschinen muß genau ermittelt werden, um wie viel sich die einzelnen Theile derselben bei gewissen Temperaturerhöhungen ausdehnen.

Die Gewalt, mit welcher sich die Körper durch die Wärme, namentlich aber die gas- und dunstförmigen Körper ausdehnen, ist so groß, daß oft die stärksten Gefäße derselben nicht widerstehen, wenn sie fest verschlossen damit erhitzt werden. Auch das Zerspringen fester Körper durch die Wärme ist eine Folge der in ihnen stattfindenden und zwar ungleichmäßigen Ausdehnung; erhitzt man z. B. ein starkes Glas von unten, so wird der zunächst liegende Theil zuerst ausgedehnt, während der obere Theil in seiner ursprünglichen Dichte verharrt und dadurch im Innern des Glases eine Spannung entsteht, wodurch das Zerspringen veranlaßt wird. Wird hingegen das Glas nur allmälig erwärmt oder ist es sehr schwach, wo sich die Wärme rasch durch dasselbe verbreiten kann, so tritt keine ungleiche Spannung und kein Zerspringen ein.

Die Eigenschaft der Wärme, die Körper auszudehnen, benutzt man, um die Grade der Wärmethätigkeit selbst zu ermitteln; die dazu dienenden Instrumente heißen Thermometer oder Wärmemesser. In denselben dient entweder, wie bei den gewöhnlichen, Quecksilber oder, bei Temperaturgraden unter dem Gefrierpunkt des Quecksilbers, gefärbter Weingeist oder, bei sehr kleinen Temperaturabweichungen oder bei sehr hohen Temperaturgraden, Luft zur Ermittelung der Temperatur.[2])

Dringt die Wärme in großer Menge in starre oder tropfbarflüssige Körper ein, so erleiden diese eine Veränderung ihres Aggregatzustandes; starre Körper werden flüssig und tropfbarflüssige werden dunst- oder luftförmig. Das Flüssigwerden der Körper durch den Einfluß der Wärme nennt man das Schmelzen und der Temperaturgrad, bei welchem dieses stattfindet, den Schmelzpunkt, welcher ein beständiger und von äußeren Einflüssen unabhängiger Punkt ist. Nach der Fähigkeit der Körper, mehr oder minder leicht oder gar nicht zu schmelzen, unterscheidet man leicht-, schwer- und nichtschmelzbare Körper. Wird die Schmelzung eines Körpers vorsichtig unternommen, so steigt die Temperatur des flüssig gewordenen Theiles nicht eher über den Schmelzpunkt, bis die letzte Quantität des Körpers flüssig geworden ist, woraus hervorgeht, daß eine Quantität Wärme von dem schmelzenden Körper verschluckt wird, ohne sich dem Thermometer wahrnehmbar zu machen; man nennt dieses Verschlucken der Wärme das Binden oder Latentwerden der Wärme, worüber ein Mehreres unten. Ueberläßt man die geschmolzenen

Körper der Abkühlung, so erstarren sie wieder und zwar um so rascher, je schneller die Abkühlung stattfand; geschieht die Abkühlung in der Ruhe, wobei zugleich bei den meisten Körpern eine größere Regelmäßigkeit in der Structur, nämlich die krystallinische Form erzeugt wird, so können sich die Körper noch unter ihren Schmelzpunkt abkühlen, ohne zu erstarren, und manche können in glatten Gefäßen längere Zeit unter ihrem Erstarrungspunkt flüssig bleiben, bis sie plötzlich durch Bewegung oder durch Berührung mit einem rauhen Körper erstarren, wie z. B. Wasser in Glasflaschen oft bis auf — 10° abgekühlt erst beim raschen Heben oder beim Einwerfen eines Sandkorns gefriert, d. h. fest wird. In letzterem Fall wird die gebundene Wärme so rasch in Freiheit gesetzt, daß sie durch Schmelzen eines Theiles des bereits erstarrten Körpers oder durch das Thermometer wahrnehmbar wird, wie z. B. bei langsam abgekühltem Talg durch plötzliches Festwerden der feste Theil wieder schmilzt, oder die Temperatur des auf — 10° abgekühlten Wassers beim Erstarren desselben auf nahe 0° steigt. Beim langsamen Festwerden der geschmolzenen Körper erfolgt aber das Freiwerden der gebundenen Wärme so langsam, daß sie meist nicht wahrgenommen wird.

Das Dunst- oder Luftförmigwerden flüssiger oder auch fester Körper nennt man das Verdampfen oder Verflüchtigen. Dieses findet in zweierlei Weise statt, nämlich entweder nur von der Oberfläche der Körper aus als Verdunstung oder auch aus dem Inneren als Sieden; Körper, welche sich verdampfen lassen, heißen flüchtige, diejenigen aber, welche nicht verdampfen, feuerbeständige oder nichtflüchtige Körper. Jedoch lassen sich bei sehr hohen Temperaturgraden Körper verflüchtigen, die man gewöhnlich als feuerbeständige betrachtet, wie z. B. Kohle, Eisen, Kupfer oder Platin, und nennt diese wohl auch schwerflüchtige Körper, solche aber, welche schon bei gewöhnlicher Erhitzung oder in noch niedrigerer Temperatur verdunsten, leichtflüchtige Körper.

In Beziehung auf die leichtflüchtigen Körper ist die Masse ihrer Verdunstung abhängig von der Größe des dieselben umgebenden Raumes und von der Temperatur der einwirkenden Wärme, so wie auch bei verschiedenen Körpern von dem Grade ihrer Ausdehnsamkeit. Fördernd oder hemmend wirken auf die Verdunstung: Abwesenheit oder Vorhandensein von Luft, geringerer

oder größerer Luftdruck, bewegte oder stille Luft, d. h. geringere oder größere Sättigung der Luft mit den verdunsteten Theilen des verdampfenden Körpers und Vergrößerung oder Verkleinerung seiner Oberfläche. Diese Umstände müssen zum Theil bei Anstalten, die sich auf die freiwillige, d. h. ohne künstliche Erwärmung eingeleitete Verdunstung des Wassers basiren, berücksichtigt werden. So leitet man schwache Soolen, d. h. Kochsalzwasser und auch Bittersalzwasser über hohe aus Dornen bestehende Wände (Gradirwerke), welche dem herrschenden Winde ausgesetzt sind, wo durch die vielfache Oberfläche und durch die bewegte Luft der größte Theil des Wassers verdunstet; die Bassins für die Seesalzgewinnung werden möglichst flach angelegt, damit die Wassermasse eine verhältnißmäßig große Oberfläche erhält u. s. w.

Die Menge der Wärme, welche beim Verdunsten gebunden wird, steht immer in demselben Verhältnisse zu der Masse des gebildeten Dunstes, die Temperatur mag hoch oder niedrig sein und der Raum, welcher über einer verdampfbaren Flüssigkeit befindlich ist, enthält stets so viel Dampf von derselben aufgelöst, als bei der stattfindenden Temperatur möglich ist, d. h. er ist für die stattfindende Temperatur mit Dampf gesättigt und nimmt mehr davon auf, wenn die Temperatur steigt oder entläßt einen Theil, wenn die Temperatur sinkt. Findet die Verdunstung sehr rasch statt, wobei den umgebenden Gegenständen viel Wärme entzogen wird, so wird die Temperatur so niedrig, daß ein Theil der verdunstenden Flüssigkeit entweder stark abgekühlt oder zum Erstarren gebracht wird, wie z. B. Wasser unter die Glocke einer Luftpumpe neben Schwefelsäure gebracht und die Glocke entleert, so weit abgekühlt wird, daß es zu Eis erstarrt. Man benutzt dieses Verhalten in heißen Ländern, um Getränke abzukühlen und Eis zu bereiten, wie z. B. in Spanien die sogenannten Alkarrazas, Geschirre von gebranntem porösen Thon, fast in jeder Haushaltung benutzt werden, um Getränke darin aufzubewahren, welche zum Theil durchschwitzen, und wegen der rauhen Oberfläche der Außenseite daselbst schnell verdunsten, wodurch der innere Theil des Getränkes durch die ihm entzogene Wärme stark abgekühlt wird. Auch Umwickeln der Trinkgefäße mit rauhen Körpern und Befeuchten derselben mit Wasser bringt eine wenn auch schwächere Abkühlung des Getränkes hervor. In Ostindien bereitet man Eis bei einer Temperatur von + 8 bis 10° C, indem man Wasser in flachen

Behältern, welche durch einen schlechten Wärmeleiter (Stroh und dergl.) gegen den Einfluß der Erdwärme geschützt ist, bei mondhellen Nächten ins Freie stellt. Durch die Bindung der Wärme bei der Verdunstung wird es leicht erklärlich, warum nach stattgefundenem Regen durch die diesem folgende Verdunstung die Temperatur mitunter sehr stark abgekühlt wird, und weßhalb sich Zimmer im Sommer durch Besprengen mit Wasser abkühlen lassen. Am bedeutendsten ist jedoch das Sinken der Temperatur beim Verdunsten solcher Flüssigkeiten zu beobachten, welche eine starke Ausdehnsamkeit besitzen, wie z. B. der Aether, die flüssige schwefelige Säure und insbesondere die flüssige Kohlensäure, welche letztere beim Verdunsten eine solche Masse von Wärme bindet, daß ein Luftthermometer auf — 100 sinkt und ein Theil derselben selbst fest wird. Diese abkühlenden Mittel sind aber nur von wissenschaftlichem Interesse, da sie für den gewöhnlichen Gebrauch zu kostspielig sind.

Das Verdampfen der Körper aus dem Inneren, welches das Sieden genannt wird, besteht in der Bildung dunstförmiger Theilchen eines flüssigen Körpers, welche diesen als Blasen durchströmen, die im Anfang durch die kälteren Theile des flüssigen Körpers abgekühlt werden und mit einem gewissen Geräusch zusammenfallen, später aber, nachdem die Flüssigkeit gleichmäßig durchgewärmt ist, ungehindert durch diese gehen und wiederum anfangs auf deren Oberfläche schnell zerspringende Blasen bilden, bis der über der Flüssigkeit befindliche Raum die Temperatur der siedenden Flüssigkeit erlangt hat und die Ausdehnsamkeit des Dampfes dem auf ihm ruhenden Luftdrucke das Gleichgewicht halten kann, wo dann die ganze Oberfläche der Flüssigkeit im Wallen erscheint, was man den Siedepunkt nennt. Da aber der Druck der Luft veränderlich ist und demnach der Dampf einen größeren oder geringeren Druck zu überwinden hat, so ist auch der Siedepunkt ein veränderlicher und nur für einen constanten Luftdruck ein beständiger. Bei vermindertem Luftdruck liegt auch der Siedepunkt einer Flüssigkeit niedriger und sie siedet deßhalb auf Bergen, wo ein geringerer Luftdruck stattfindet als in der Tiefe, oder bei künstlich vermindertem Luftdruck früher, bei stärkerem natürlichen oder künstlichen Luftdruck aber später, als bei dem Normalsiedepunkte, der allgemein für einen Luftdruck von 28 Pariser Zoll Quecksilberhöhe im Barometer bestimmt ist. In manchen Fällen ist es nothwendig, den Siede-

punkt einer Flüssigkeit zu vermindern oder zu vermehren, wie z. B. in den Zuckersiedereien jetzt fast allgemein durch Anwendung der sogenannten Vacuumpfannen die Lösung des Zuckers bei einer weit niedrigeren Temperatur zum Sieden gebracht und dadurch einer theilweisen Zersetzung des Zuckers vorgebeugt wird, während man sich hingegen starker verschlossener, mit Sicherheitsventilen versehener Kessel bedient, um durch den Druck des gebildeten Dampfes den Siedepunkt zu erhöhen und einerseits, wie im Papin'schen Topfe, siedende Flüssigkeit bei einer höheren Temperatur auf gewisse Körper, andererseits aber, wie in den Dampfkesseln, durch die vergrößerte Spannung des Dampfes eine gewisse Kraft wirken zu lassen.

Die Wärme wird beim Sieden flüchtiger Flüssigkeiten in weit größerer Menge gebunden, als beim Schmelzen fester Körper, und dieses ist die Ursache, weßhalb sich die Temperatur der Flüssigkeit beim Sieden derselben in offenen Gefäßen nicht über den Siedepunkt jener erhöht. Die Größe der Wärmebindung hat man bis jetzt am genauesten beim Eis und Wasser untersucht und dabei gefunden, daß zum Schmelzen von 1 Pfund Eis von 0° zu Wasser von 0° eben so viel Wärme erforderlich ist, als 1 Pfund Wasser von 0° bedarf, um auf + 75° erwärmt zu werden, und daß 1 Pfund Eis von 0° und 1 Pfund Wasser von 75° C mit einander vermischt 2 Pfund Wasser von 0° geben, hingegen, daß 1 Pfund Wasser bei der siedenden Verdampfung so viel Wärme bindet, um mit seinem Dampf 5 Pfund eiskaltes Wasser bis auf 100° erhitzen zu können. Die verhältnißmäßig noch immer große Menge von Wärme, welche beim Schmelzen des Eises gebunden wird, macht es erklärlich, weßhalb größere Eismassen im Frühjahr, selbst bei einer nicht zu niedrigen Temperatur, so lange Zeit zum Aufthauen bedürfen und weßhalb das Eis zur Abkühlung der Getränke und eingeschlossener Räume nutzbar ist und dazu verwendet wird. Die gebundene Wärme des Dampfes von siedendem Wasser wird hingegen zum Erhitzen von Wasser bis auf den Siedepunkt oder zum Dampfkochen, auch zum Heizen, Trocknen u. s. w. benutzt.

Ist irgend ein Raum mit einem Dampf gesättigt, so verdichtet sich der größte Theil desselben zu Flüssigkeit, wenn die Temperatur vermindert wird und es entsteht, wenn der Raum verschlossen, eine Luft- oder Dampfverdünnung desselben; die Flüssigkeit kommt aber alsbald wieder zum Sieden, wenn sie selbst wärmer ist,

als der luftverdünnte Raum. Da beim Verdichten des Dampfes Wärme frei wird und die umgebenden Gegenstände dadurch selbst sehr stark erhitzt werden können, so muß man für gewisse Zwecke, wie z. B. bei den Destillirapparaten, dieselben abzukühlen suchen; es wird der aus der Blase oder Retorte kommende Dampf in ein metallenes oder gläsernes Kühlrohr geleitet, welches von kaltem Wasser umgeben ist, das bei der durch die Dampfverdichtung bewirkten Erwärmung von unten herauf durch kaltes Wasser ersetzt wird. Für die Einrichtung einer guten Destillirblase ist es nothwendig, daß dieselbe mehr weit als hoch und mit einer verhältnißmäßig weiten Oeffnung zum Aufsetzen des Helms versehen ist, damit zur Dampfbildung die möglichst große Oberfläche geboten und somit eine schnelle Destillation bewerkstelligt wird. Will man hingegen eine Flüssigkeit ohne Berücksichtigung ihres Dampfes möglichst stark in einem offenen Gefäß erhitzen, so muß dieses mehr hoch als weit sein. In flachen Gefäßen wird eben wegen der vermehrten Dampfbildung eine größere Menge Wärme gebunden und eine Flüssigkeit kommt deßhalb darin weit schwieriger zum Sieden, als in tiefen Gefäßen. Das Verwandeln einer Flüssigkeit in Dampf und die Verdichtung desselben zu Flüssigkeit in geeigneten Gefäßen wird die Destillation (von destillare, abtröpfeln, weil die verdichtete Flüssigkeit bei kleineren Quantitäten abtröpfelt), der ganze Apparat aber der Destillirapparat genannt, dessen einzelne Theile die Destillirblase nebst Helm oder die Retorte, der Kühlapparat und die Vorlage (in welcher sich die verdichtete Flüssigkeit, das sogenannte Destillat, ansammelt) sind. Die Verwandlung eines festen Körpers zu Dampf und die Wiederverdichtung desselben heißt die Sublimation und der verdichtete Körper das Sublimat. Die Destillation und die Sublimation haben zum Zwecke, flüchtige Körper von minder flüchtigen oder feuerbeständigen zu trennen, wie z. B. durch Destillation das Wasser von feuerbeständigen Beimengungen, der Weingeist im Branntwein von dem weniger flüchtigen Wasser, durch Sublimation der ziemlich flüchtige Salmiak von dem nur bei sehr hohen Temperaturgraden flüchtigen Kochsalz oder anderen ganz feuerbeständigen Beimengungen geschieden wird. Von der Destillation oder Sublimation muß diejenige Operation unterschieden werden, durch welche viele organische Körper beim Einfluß hoher Temperatur zersetzt werden und dabei neue, zum Theil feste, zum Theil tropfbar- oder

elastisch-flüssige Körper entstehen; diese Operation heißt die trockene Destillation, worüber in der zweiten Abtheilung gehandelt wird. Die meisten einfachen Stoffe und alle organischen Körper werden beim Einfluß einer passenden Temperatur an der Luft oxydirt, d. h. sie nehmen aus dieser Sauerstoff auf und verwandeln sich in neue feste, tropfbar- oder elastisch-flüssige Körper, was man das Verbrennen (s. bei Sauerstoff) nennt.

Der Zustand der ätherischen Materie, den man gewöhnlich Kälte nennt, ist, wie bereits angeführt, nicht etwas der Wärme Entgegengesetztes, sondern eine in umgekehrter Weise stattfindende Steigerung derselben. Aus dem früher Gesagten geht hervor, daß Kälte, d. h. Abkühlung eintritt, wenn ein fester Körper in den tropfbar-flüssigen, ein tropfbar-flüssiger in den elastisch-flüssigen Zustand übergeht, wie beim Schmelzen des Eises, beim Verdunsten des Wassers, des Aethers, der Kohlensäure u. s. w. Auch bei der Lösung verschiedener Körper wird Wärme gebunden und Abkühlung oder das Gefühl von Kälte in geringerem oder größerem Grade hervorgerufen und bei manchen Körpern ist die Lösung mit so starker Bindung der Wärme verbunden, daß die Temperatur bis weit unter den Gefrierpunkt des Wassers sinken kann; so bringt 1 Th. Schnee oder zerstoßenes Eis mit $1/3$ Theil verdünnter Schwefelsäure (aus 1 Theil Wasser und 4 Th. Schwefelsäure) eine Temperaturerniedrigung von 0° auf — 32,5°, mit 1 Theil verdünnter Schwefelsäure von — 7° auf — 51°, mit $1/2$ Theil verdünnter Salpetersäure von — 23° auf — 49°, mit $1\,1/3$ Th. krystallisirtem Kali von 0° auf — 28°, mit 1 Th. Kochsalz von 0° auf — 17,8°, mit $1\,1/3$ Th. Chlorcalcium von 0° auf — 49°, mit wasserfreiem Weingeist von 0° auf — 36,9°, 1 Theil Wasser mit 1 Theil salpetersaurem Natron von + 10° auf — 15,5°, mit $5/16$ Salmiak und $5/16$ Salpeter von + 10° auf — 12°, mit 1 Th. Salmiak und 1 Theil kohlensaurem Natron von + 10° auf — 13,8°, mit $3/10$ Salmiak, $1/10$ Salpeter und $6/10$ Chlorkalium von + 25° auf — 6°, mit $5/16$ Salmiak, $5/16$ Salpeter und $8/16$ Glaubersalz von + 10° auf — 15,5° hervor. Auch durch $1/2$ Salmiak, $1/2$ Salpeter und $3/4$ Glaubersalz oder durch $9/40$ Salmiak, $10/40$ Salpeter und $16/40$ Glaubersalz auf 1 Theil Wasser oder durch 5 Theile Glaubersalz auf 4 Theile eines erkalteten Gemisches aus 50 Th. Schwefelsäure und 55 Th. Wasser oder durch 14 Th. Glaubersalz auf 9 Th. Salzsäure von 15° B wird

die Temperatur der entstehenden Lösung ungemein vermindert und benutzt derartige Mischungen, welche **Kältemischungen** genannt werden, um im Sommer Eis zu bereiten oder Getränke stark abzukühlen. Die meisten dieser Stoffe lassen sich nach Entfernung des Lösungsmittels wiederum zu gleichem Zweck benutzen.

Die Kälte macht die Körper specifisch schwerer, d. h. dichter und nur in dem Wasser haben wir eine Ausnahme von diesem allgemeinen Gesetz, indem dessen größte Dichtigkeit bei + 4° C liegt und sie von hier bis zum Gefrierpunkt geringer wird, so daß 9 Theile Eis von 0° denselben Raum einnehmen wie 10 Theile Wasser von + 4°. Diese anomale Erscheinung, die sich uns häufig im Winter durch Zerspringen der mit Wasser gefüllten Gefäße kund giebt, ist aber eine der wohlthätigsten für die außer den tropischen Gegenden belegenen Länder, indem es nur in Folge derselben möglich ist, daß Flüsse und stehende Gewässer bei strengem Winter nicht durch und durch ausfrieren, indem das auf + 4° abgekühlte Wasser am Grund sinkt und so für das Leben der Fische geeignet bleibt, während das Eis wegen seiner geringeren Dichte auf der Oberfläche des Wassers schwimmt.

Eine chemische Veränderung bewirkt die Kälte auf manche organische mit Wasser in Berührung befindliche Körper, wie z. B. das Stärkmehl der Kartoffeln durch Frost in Zucker verwandelt wird, aber auch noch eine andere Veränderung, die jedoch noch nicht erklärt ist, eintreten muß, indem gefrorne Kartoffeln nach dem Aufthauen schnell in die Fäulniß übergehen.

---

b. Von dem Licht.

Man nennt **Licht** oder **Lichtstoff** diejenige ätherische Materie, welche in dem thierischen Auge das Gefühl von Hellheit oder Licht erregt und diesem die Körper sichtbar macht.

Das Licht wird erregt 1) durch die Wärme, indem die Körper einem gewissen Grade derselben ausgesetzt, glühend leuchtend erscheinen oder, wie manche Oxyde, selbst noch vor der Glühhitze eine Veränderung erleiden, die sich durch ein plötzliches Erglühen kund giebt, oder einer gelinden Erwärmung ausgesetzt die Eigenschaft erhalten, im Dunkeln zu leuchten; 2) durch die Electricität künst-

lich oder natürlich, nämlich in den Funken der Electrisirmaschine, der galvanischen Säule und bei der schnellen Wechselung der magnetischen Pole, in den magneto-electrischen Apparaten und in dem Blitz und Polarlicht, in schwächerem Grade in dem Wetterleuchten und den Nordscheinen; 3) durch den Athmungsproceß vieler Thiere, welche aber sämmtlich nur den niederen Klassen und namentlich den Insecten und Würmern angehören, wie z. B. bei dem Johanniswürmchen; 4) durch den Vegetationsproceß, wie z. B. manche gelbe Blumen kurz nach Sonnenuntergang bei heiteren Sommerabenden ein blitzähnliches Leuchten, manche Pflanzen, wie namentlich Phytolacca decandra, Rhizomorpha stellata und Rhizomorpha aidaela aber auch ein stetiges Licht verbreiten; 5) durch die Fäulniß mehrerer organischen Körper, namentlich beim Faulen der Seefische; 6) durch die Verwesung mancher Pflanzen, besonders der Holzarten (auch die Irrlichter scheinen ihren Ursprung der Fäulniß oder Verwesung organischer Körper zu verdanken); 7) durch die Bestrahlung mit dem Sonnenlicht oder Tageslicht, indem durch dasselbe viele Körper, die man deßhalb auch Phosphore nennt, die Eigenschaft erhalten, im Dunkeln zu leuchten und woher auch wohl die lang andauernde Abenddämmerung in den gemäßigten und kälteren Zonen rühren mag; 8) durch mechanische Gewalt, wie z. B. beim Zerreißen, Spalten oder Brechen mehrerer festen Körper, namentlich beim Zerspringen der geschmolzenen und erstarrten Borsäure oder der Glastropfen, beim Reiben einer großen Anzahl unorganischer Verbindungen, und beim raschen Zusammenpressen mehrerer Flüssigkeiten und Gasarten; 9) durch den plötzlichen Uebergang flüssiger Körper in den festen Zustand, wie bei der Krystallisation, wo manche Körper, besonders die arsenige Säure und das schwefelsaure Kali, ein blitzähnliches Leuchten mit fast jedem entstehenden Krystall zeigen und 10) durch die chemische Verbindung differenter Arten der Materie und namentlich durch die Verbrennung.

Als die Hauptquelle des Lichtes sind aber die Lichtstrahlen der Sonne (durch die weit bedeutendere Entfernung in viel geringerem Grade auch die der übrigen Fixsterne) zu betrachten, während in allen übrigen Fällen, wo wir Licht von einem Gegenstande wahrnehmen, dasselbe nicht von diesem herrührt, sondern ihm nur mitgetheilt ist; man unterscheidet deßhalb auch selbstleuchtende und nicht selbstleuchtende Körper; zu ersteren gehören alle

Fixsterne, zu letzteren die Planeten und alle die Körper, die an und in ihnen vorkommen.

Das Licht verbreitet sich im Raume strahlend nach allen Seiten und mit einer solchen Geschwindigkeit, daß es in einer Secunde 42,000 Meilen zurücklegt und nur 8 Minuten 13 Secunden bedarf, um von der Sonne zur Erde zu gelangen. Seine Stärke nimmt in dem Verhältniß ab, als das Quadrat der Entfernung zunimmt. Es macht die Körper sichtbar oder erleuchtet sie und durchdringt dieselben entweder mehr oder minder vollständig, oder wird von anderen gar nicht oder nur in sehr dünnen Lagen hindurch gelassen. Das Licht wird von allen Körpern zum Theil und zwar unter dem Auffallswinkel zurückgeworfen oder reflectirt und wird gebeugt oder inflectirt, d. h. in seinem Laufe etwas verändert, wenn sein Strahl aus einem dünneren Medium nahe an einem dichteren Körper vorbeigeht. Der Lichtstrahl wird ebenfalls in seinem Lauf abgeändert oder gebrochen, refrangirt, wenn er in mehr oder minder schiefer Richtung aus einem Medium auf ein anderes von verschiedener Dichtigkeit und Brennbarkeit fällt, indem er dann eine mehr senkrechte, beim Fallen aus einem dichteren und brennbareren Medium in ein minder dichtes und brennbares aber eine mehr schiefe Richtung annimmt. Der ungefärbte Lichtstrahl wird bei jeder Brechung in siebenfarbige Strahlen, nämlich in den violetten, indigoblauen, hellblauen, grünen, gelben, orangen und rothen Strahl, was man das Farbenspectrum oder Lichtspectrum nennt, zerlegt. Eine andere Eigenschaft des Lichtes ist die, daß sein Strahl beim Fallen unter einem bestimmten Winkel auf die glatte Fläche eines Körpers und von hier aus unter demselben Winkel auf eine andere glatte Fläche von dieser vollständig zurückgeworfen (polarisirt) wird, wenn die zweite Fläche mit der ersteren parallel steht oder einen rechten Winkel mit ihr macht. Endlich wird noch der Lichtstrahl in mehreren Medien und namentlich in denjenigen Krystallen, welche nicht zu dem regulären System gehören, in zwei entgegengesetzte polarisirte Theile gespalten, was man die doppelte Strahlenbrechung nennt.

Durch diese verschiedenen Eigenschaften des Lichtes werden bestimmte physikalische Eigenschaften der Körper hervorgerufen, nämlich:

1) Den Durchsichtigkeitsgrad der Körper, indem diese entweder mehr oder minder stark durch und durch, oder nur auf ihrer Oberfläche von dem

Licht erleuchtet werden. Körper, welche von dem Licht durch und durch und so erleuchtet werden, daß hinter ihnen befindliche Gegenstände vollständig erkannt werden können, heißen durchsichtige Körper, solche aber, durch die nur ein mehr oder minder starker Lichtschimmer wahrnehmbar ist, durchscheinende Körper, und endlich diejenigen, welche gar kein Licht hindurch lassen, undurchsichtige Körper. Manche anscheinend ganz undurchsichtige Körper zeigen sich in ganz dünnen Lagen noch durchscheinend und einige sogar durchsichtig. Man kann die durchsichtigen Körper auch lichtleitende und die undurchsichtigen lichtreflectirende Körper nennen.

2) Die Farbe, indem die Körper das sie bestrahlende Licht entweder ganz oder theilweise zurücksenden oder dasselbe auslöschen. Im ersten Fall entsteht in unserem Auge die Empfindung von Weiß, im zweiten die von Farben und im dritten die von Schwarz. Die besondere Farbe der Körper ist von großem Werth für die Erkennung und Unterscheidung derselben, ist aber auch bisweilen von den Nebenumständen abhängig, wie durch den Aggregatzustand, die verschiedene Krystallform und die einwirkende Wärme; so ist Kohlenstoff in Form des Diamantes durchsichtig und farblos, oder mehr oder weniger gefärbt, in Form der Pflanzen- und Thierkohle und des Graphits schwarz und undurchsichtig, Quecksilberiodid von der einen Krystallform purpurroth von der andern gelb, Quecksilberoxyd bei gewöhnlicher Temperatur ziegelroth, in der Hitze schwarz.

3) Den Glanz, indem die Körper das Licht in verschiedener Weise reflectiren. Die lebhaftesten Arten des Glanzes sind bei den durchsichtigen Körpern der Diamantglanz und bei den undurchsichtigen der Metallglanz; ihnen reihen sich der Glasglanz und bei den durchscheinenden Körpern der Fettglanz an; der Perlmutterglanz zeigt sich insbesondere bei den krystallinisch-blättrigen und der Seidenglanz bei den krystallinisch-faserigen Körpern. Die Stärke des Glanzes hat fünf Grade, nämlich stark glänzend als den höchsten Grad, wo die glatte Fläche ein vollkommenes Bild zurückwirft, glänzend, wenn das Bild unvollkommen ist, wenig glänzend, wenn das Licht zwar noch reflectirt, aber kein Bild dabei gegeben wird, schimmernd, wenn das Licht nur von einzelnen Punkten der Fläche und auch da nur schwach zurückgeworfen wird, und matt, wenn völlige Glanzlosigkeit eintritt.

4) Die Strahlenbrechung, indem das Licht von manchen, aber stets

durchsichtigen Körpern beim Einfallen in schiefer Richtung von der ursprünglichen Bahn mehr oder weniger abgelenkt wird. Körper, welche das Licht in einem Bündel vereinigt ablenken, heißen das Licht einfach brechende Körper; hingegen sind das Licht doppelt brechende Körper solche, welche das schief einfallende Licht in zwei Bündel ablenken. Körper der ersteren Art gehören immer dem regulären, die der letzteren Art aber dem unregulären System an, oder sind nicht krystallinischer Natur, wie z. B. einige thierische Flüssigkeiten.

Das Licht bringt in und zwischen verschiedenen Körpern merkwürdige chemische Veränderungen hervor, und scheint in manchen Fällen den Gesetzen der chemischen Anziehung unterworfen zu sein, indem es mitunter Zerlegungen bewirkt, die nicht immer oder doch nur durch sehr mächtige chemische Agentien veranlaßt werden können, viele oxydirte Körper desoxydirt und insbesondere auf die organischen Gebilde ganz eigenthümlich wirkt. Es macht die Pflanzen lebend, schmackhaft, riechend und brennbar, und bedingt das Wohlsein der Menschen und meisten Thiere, daher Menschen bei lang andauerndem Aufenthalt in dunklen Räumen, wie z. B. in dunklen Gefängnißzellen siechen und ein krankhaftes Ansehen bekommen. Es verwandelt auch mehrere ursprünglich farblose Bestandtheile der Pflanzen und Thiere in farbige und glänzende, und äußert im Allgemeinen eine der Wärme entgegengesetzte Wirkung, indem es die Körper phlogistisirt, d. h. entsauerstofft oder metallisch oder metallähnlich macht. Bei der Einwirkung des Lichtes auf gewisse sauerstoffhaltige Körper wird in der Regel Sauerstoffgas entwickelt, wie z. B. lebende Pflanzen bei der Einwirkung des Tageslichtes, noch rascher aber bei der unmittelbaren Einwirkung der Sonnenstrahlen Sauerstoffgas ausgeben, und so die Function haben, den durch den Athmungs- und Verbrennungsproceß der atmosphärischen Luft entzogenen, und in Kohlensäure verwandelten Sauerstoff an jene wieder zurückzuführen, dagegen aber sie selbst sich durch die Aufnahme des Kohlenstoffes und der gleichzeitigen Einwirkung der Feuchtigkeit weiter entwickeln können.

Die Verbindungen bildende Kraft des Lichtes zeigt sich besonders in dem Verhalten des Chlors gegen Wasserstoff und Kohlenoxydgas, indem sich beide letzteren nur dann mit ersterem verbinden, wenn die Gemische der Einwirkung des Lichtes ausgesetzt werden, wozu bei dem Gemische aus Chlor- und Wasserstoffgas schon starkes Tageslicht hinreichend, bei dem aus Chlor- und Kohlen-

oxydgas aber zur Erzielung eines raschen Erfolges das unmittelbare Sonnenlicht erforderlich ist.

Man kann aus dem hier und S. 30 Angeführten annehmen, daß das Sonnenlicht aus drei Arten von Strahlen, nämlich aus den erhellenden farbigen, den erwärmenden und den chemischen Strahlen besteht; letztere verhalten sich polarisch, indem die erwärmenden Strahlen im Maximum bei Roth, die chemischen aber im Maximum bei Violett des inzwischen liegenden Farbenspectrums befindlich sind. Die erwärmenden Strahlen mögen oft die Ursache derjenigen Erscheinung sein, die man den chemischen Strahlen zuschreibt, wie z. B. beim Bleichen mancher Pflanzenfarben im Licht der Sauerstoff durch die Wärmestrahlen zur Thätigkeit gebracht werden kann, indem man die Erfahrung gemacht hat, daß das künstliche Bleichen bei erhöhter Temperatur weit rascher als bei gewöhnlicher Wärme vor sich geht.

c. Von der Electricität.

Man nennt Electricität die Ursache derjenigen Erscheinungen, welche *in den Körpern*, in welchen sie thätig ist, auf zweierlei Weise hervortreten kann, *nämlich* entweder in der Anziehung und Abstoßung (ruhende Electricität) oder als eine Kraft, welche der Magnetnadel eine bestimmte Richtung zu geben strebt (strömende Electricität). Die electrische Anziehung ist bedingt durch einen entgegengesetzten electrischen Zustand der Körper, welcher durch die Ausdrücke positiv (+) und negativ (—) electrisch bezeichnet wird; die electrische Abstoßung findet nur zwischen gleichartigen electrischen Körpern statt.

Die strömende Electricität ist dadurch bedingt, daß die beiden aus zwei Quellen oder aus zwei damit beladenen Leitern ausgehenden Electricitäten in einen Leiter sich entgegen kommen, um sich zu vereinigen. Die Bewegung der beiden Electricitäten durch Räume, welche für dieselben durchdringlich sind, geschieht mit einer unberechenbaren Schnelligkeit (Beispiel in dem electrischen Telegraphen) und gleichförmig. In Beziehung der Fähigkeit der Körper, die Electricitäten zu leiten, unterscheidet man gute Leiter, wohin die Metalle, aber in verschiedenen Graden der Leitungsfähigkeit gehören, unvollkommene Leiter oder Halbleiter, z. B. Kreide und andere Steine, tropfbare Flüssigkei-

ten und durch Erhitzen oder Exantliren verdünnte Luft, und Nichtleiter oder Isolatoren, wohin (mit Ausnahme der Kohle) die nicht metallischen Stoffe, einige Flüssigkeiten und die elastisch-flüssigen Körper bei gewöhnlicher Spannung gehören.

Die Electricität wird auf verschiedene Weise erregt.

1) Electricitätserregung durch Reibung. Sehr viele Körper werden durch Reiben an einander, manche auch schon durch Aneinanderdrücken und nachheriges Trennen in den Zustand versetzt, daß der eine Körper die positive, der andere die negative Electricität zeigt. Dieses Auftreten der beiden Electricitäten findet am stärksten an verschiedenartigen Körpern, im schwächeren Grade an gleichartigen, und zwar auch dann nur vorzugsweise statt, wenn ihre Oberflächen verschieden sind, oder wenn sie eine verschiedene Temperatur haben. Holz, Schwefel, Glas, Harze, Bernstein (von der alten Bezeichnung des Bernsteins mit Electrum ist auch das Wort Electricität abgeleitet) u. s. w. erhalten beim Reiben mit Wolle, Seidenzeug und dergl. die Eigenschaft, leichte Körper, wie Papierschnitzel, Federn, Goldblättchen u. s. w., aus einer gewissen Entfernung anzuziehen oder abzustoßen, indem sie mit positiver oder negativer Electricität beladen werden. Da sich Harz und Glas in dieser Beziehung verschieden verhalten, so bezeichnete man die positive Electricität als Glas- und die negative als Harz-Electricität. Das Reibzeug beladet sich stark mit der dem geriebenen Stoffe mitgetheilten entgegengesetzten Electricität. Geschieht das Reiben zweier Körper, welche in verschiedenen electrischen Zustand versetzt werden können, im Dunkeln, so nimmt man auf ihrer Oberfläche einen leuchtenden Schein wahr, und nähert man ihnen einen metallenen Gegenstand oder auch den Knöchel eines Fingers, so sieht man von ihnen aus einen Funken, den electrischen Funken, mit einem knisternden Geräusch nach letzterem überspringen, welcher an dem Knöchel einen momentanen stechenden Schmerz verursacht. Nähert man während des Reibens des Glases oder Harzes diesem einen metallischen Körper, so wird die am Glase oder Harz hervorgerufene Electricitat gleichmäßig auf das Metall übertragen und dieses entweder mit positiver (Glas-) oder negativer (Harz-) Electricität beladen, und besitzt nun alle electrischen Eigenschaften, verliert diese aber vollständig und augenblicklich wieder, wenn es nur an einem Punkte berührt wird.

Um größere Quantitäten von Electricität zu erregen, bedient man sich der sogenannten Electromotoren, und zur Ansammlung der Electricität der sogenannten Leidner oder Kleist'schen Flasche. Der einfachste Electromotor, in welchem so viel Electricität erregt wird, daß diese bei der Ausgleichung schon einen ziemlich starken Funken giebt, besteht aus einer Glas- oder Porzellanröhre mit einem Reibzeug von Seide oder Leder, welches man in die eine Hand nimmt und mit der anderen Hand die Röhre zwischen derselben rasch auf- und abzieht, die frei werdende Electricität aber von der Röhre nach der zwischen den Fingerspitzen der das Reibzeug haltenden Hand befindlichen Leidner Flasche überführt. Eine größere Summe von Electricität wird in den sogenannten Electrophoren in Freiheit gesetzt; ein solcher besteht aus zwei Theilen, nämlich aus einem von Weißblech verfertigten, etwa 1 Zoll tiefen und 1 — 2 Fuß im Durchmesser haltenden, mit einem Gemische von 2 Theilen Schellack und 1 Theil Terpentin ausgegossenen Teller oder Kasten, und aus einer als Deckel dienenden, in der Mitte mit einem Glasgriff versehenen Blechscheibe oder auch statt deren aus einem mit Stanniol überzogenem Brete. Zur Erregung der Electricität wird die glatte Harzfläche mit einem Katzenschwanz geschlagen, wobei sich auf deren Oberfläche negative, auf der Unterfläche aber positive Electricität ansammelt, und dem nach dem Schlagen aufzulegenden Deckel seine positive Electricität durch die negative des Harzkuchens entzogen wird; legt man dann auf dem Deckel den Finger, so wird die freie negative Electricität durch den menschlichen Körper abgeleitet, und dagegen die positive Electricität aus der Unterfläche angenommen; hebt man dann den Deckel an seinem Glasgriff, so ist er mit freier positiver Electricität geladen, die sich schon durch die lebhaften Funken bei der Annährung eines Fingerknöchels kund giebt und in die Leidner Flaschen übergeführt werden kann. Ist auf die eine oder andere Weise dem Deckel die Electricität entzogen worden, so läßt er sich noch oft durch Legen auf den Harzkuchen u. s. w. wieder laden, und selbst nach Monaten giebt der Deckel, wenn er auf dem Harzkuchen gelegen hatte, noch Funken aus, weßhalb man früherhin derartive Electrophore für das Lichtenberg'sche Feuerzeug benutzte, um mit seinen Funken das in die atmosphärische Luft ausströmende Wasserstoffgas zu entzünden. Die electrische Ladung der Electrophore ist um so andauernder, je trockner die atmosphärische Luft ist; da diese aber immer

und namentlich in Wohnzimmern mehr oder minder mit Feuchtigkeit geschwängert ist, so versagen die hierauf construirten Wasserstofffeuerzeuge sehr häufig, und sind deßhalb und durch die Anwendung des Platinschwamms zur Entzündung des Knallgases verdrängt worden. Die größte Summe von Electricität läßt sich aus den sogenannten Electrisirmaschinen ziehen; diese bestehen entweder aus einer um ihre Achse drehbaren und beim Drehen an 2 oder 4 mit Zinnamalgam bestrichenen Lederkissen streifenden, $1/2$ bis 1 Zoll dicken und 2 bis 4 Fuß im Durchmesser haltenden Glasscheibe (Scheibenmaschine), oder aus einem drehbaren, an beiden Enden verschlossenen, beim Drehen an ein die Länge des Cylinders habendes und mit einem den Cylinder halb bedeckenden Stück Wachstaffet versehenes, mit Zinnamalgam bestrichenes Lederkissen streifenden, 1 bis 3 Fuß langen und mit $1/4$ bis $3/4$ Fuß im Durchmesser haltenden Glascylinder (Cylindermaschine). Die beim Drehen der Scheibe oder des Cylinders am Glase frei werdende positive Electricität wird auf die sogenannten Conductoren, welche aus blank polirten, hohlen, auf Glasfüßen stehenden Cylindern von Messingblech bestehen, und von hier in die Leidner Flaschen übergeführt.

Die Leidner Flaschen bestehen aus gewöhnlichen, $1/2$ bis 6 Quart fassenden Zuckergläsern, welche innen und außen bis $3/4$ der Höhe und am Boden mit Stanniol überzogen und durch einen Kork- oder Holzdeckel verschlossen werden, in welchem ein Messingdraht in der Mitte eingesetzt ist, der am Außenende mit einem Knopf, am innern Ende aber mit einer wenigstens bis zum Boden reichenden Kette versehen ist. Sollen mehrere solcher Leidner Flaschen verbunden werden, um eine möglichst große Summe von Electricität anzusammeln, so müssen die Drahtknöpfe mit Löchern versehen sein, in welche zur gegenseitigen Verbindung der Flaschen Messingdrähte eingesetzt werden. Eine derartige Combination von Leidner Flaschen heißt die electrische Batterie. Für den einfachen, aus einer Glasröhre und einem Stück Seidenzeug bestehenden Electromotor (s. S. 35) ist eine Leidner Flasche hinreichend, welche aus einer unten zugeschmolzenen, $3/8$—$1/2$ Zoll weiten und 4—6 Zoll langen, zu $4/5$ mit Stanniol beklebten oder mit Platin überzogenen Glasröhre besteht; diese wird zu $3/4$ mit trocknen Messingspänen angefüllt, welche durch einen eingeschobenen Kork zusammengehalten werden, und dann durch einen Kork ver-

schlossen, in welchem ein außen mit einem Knopf versehener Messingdraht eingesetzt wird, der durch den untern Kork bis in die Messingspäne langt.

Bei der Ladung der Leidner Flasche, indem man deren Kugel in die Nähe des in Thätigkeit gesetzten Electromotors bringt, wird die eine Art der Electricität aufgenommen, welche durch das Glas hindurch auf die Electricität der äußeren Belegung zertheilend wirkt, indem sie eine entsprechende Menge der entgegengesetzten Electricität bindet und die ihr gleichnamige Electricität der äußeren Belegung abstößt, welche durch den leitenden Körper, auf dem die Flasche steht, nach der Erde abgeleitet wird und sich auf deren Oberfläche vertheilt und so verschwindet. Es befinden sich also auf der äußeren und inneren Belegung (oder in den Messingspänen) entgegengesetzte Electricitäten, deren Vereinigung durch das dazwischen befindliche isolirende Glas verhindert wird; verbindet man aber die äußere und innere Belegung durch einen leitenden Körper, z. B. dadurch, daß man die eine Hand an die Belegung und die andere Hand an die Kugel bringt, so vereinigen sich beide Electricitäten und man empfindet eine eigenthümliche, besonders in den Gelenken sich äußernde Erschütterung, welche der electrische Schlag genannt wird und den eine Reihe von Menschen in gleich starkem Maße fühlen, wenn diese sich durch die Hände verbinden und das eine äußerste Glied dieser Reihe die Belegung, das andere aber die Kugel der Leidner Flasche berührt. Aus stark geladenen electrischen Batterien springen dabei die Funken schon bei einer Entfernung von einigen Zollen über und es lassen sich durch derartige Ladungen Thiere töden. Ein Hauptbedingniß zur Anstellung electrischer Versuche jeglicher Art ist trockene Luft, da diese im feuchten Zustande die erregte Electricität ableitet.

2) Electricitätserregung durch Temperaturveränderung. Viele, insbesonders unsymmetrisch krystallisirte Körper des Mineralreiches, wie der Turmalin, Topas, Axinit, Boracit, Prehnit, Sphen, Mesotyp u. s. w., ferner die Weinsteinsäure, Citronensäure, der Milchzucker und mehrere künstlich dargestellte Verbindungen haben die Eigenschaft, beim Erwärmen an ihren entgegengesetzten Enden entgegengesetzt electrisch zu werden und beim Erkalten den electrischen Zustand der Enden umzuändern, so daß diejenigen Enden, welche beim Erwärmen positivelectrisch wurden, beim Abkühlen negativelectrisch werden. Man nennt diese Art der Electricitätserregung die Krystallelectricität.

Die beiden entgegengesetzten electrischen Punkte, deren Achsen, selbst wenn sich an zwei oder mehreren entgegengesetzten Punkten des Krystalles die entgegengesetzten Electricitäten angehäuft hatten, stets mit den Krystallachsen zusammenfallen, werden die electrischen Pole, die Körper mit derartiger Eigenschaft aber electrisch-polarische Körper genannt.

Mit diesen Erscheinungen hängt die Eigenschaft verschiedener Metalle zusammen, im bogenförmigen Zustand beim Erhitzen einen electrischen Strom zu erregen; wenn der Bogen aus einerlei Metall besteht, so tritt der electrische Strom auf, sobald die Erhitzung einer Stelle nach der einen Seite zu in einem rascheren Verhältniß abnimmt, als nach der anderen; besteht hingegen der Bogen aus zweierlei Metall, so tritt der electrische Strom beim Erhitzen der einen Verbindungsstelle auf. Die Richtung und Stärke des electrischen Stromes ist nach der Natur der Metalle verschieden; bei Wismuth, Platin, Gold, Silber, Kupfer u. s. w. geht die positive Electricität von dem kaltem Metallstück zu dem heißen, bei Zink, Eisen und Antimon vom heißen zu dem kalten Metallstück über. Man nennt diese Art der Electricitätserregung die Thermoelectricität und die den positiven Strom von der kalten zu der heißen Stelle führenden Metalle die positiv-thermoelectrischen, die den positiven Strom entgegengesetzt leitenden aber die negativ-thermoelectrischen Metalle. Durch Vereinigung mehrerer thermoelectrischen Paare, was die thermoelectrische Batterie genannt wird, läßt sich ein so kräftiger electrischer Strom erregen, daß er nicht allein die Magnetnadel ablenkt, sondern auch Erwärmung des leitenden Körpers und chemische Zersetzung bewirkt wird.

Auch das Auftreten der Electricität bei der Formveränderung der Körper hängt mit den angeführten Erscheinungen zusammen, da jede Formveränderung durch die Wärme bedingt wird. Gewöhnlich tritt bei einem aus dem flüssigen in den festen Zustand übergehenden Körper positive Electricität auf, und selbst schnell gefrierendes Wasser zeigt im schwachen Grade diese Art der Electricität, während beim raschen Aufthauen des Eises schwach negative Electricität auftritt. Da in der atmosphärischen Luft fortwährend ein Wechsel des Aggregatzustandes des in ihr befindlichen Wassers durch die Veränderung der Temperatur stattfindet, so müssen in derselben fortwährend beide Arten von Electricität

erregt werden, die sich besonders bei den Gewittern durch ihre Ausgleichung (als Blitz) in ausgezeichneter Weise bemerkbar machen.

3) Electricitätserregung durch Berührung. Alle Körper, die in ihrer chemischen Natur verschieden sind, erregen bei der gegenseitigen Berührung Electricität, indem sich die negative Electricität an dem einen, die positive an dem andern Körper zeigt. Insbesondere zeigt sich diese Electricitätserregung an den Metallen; bringt man zwei möglichst eben und glatt polirte Scheiben eines leicht verbrennlichen oder rostenden Metalles, z. B. Zink, und eines schwer verbrennlichen Metalles, z. B. Kupfer, Silber, Gold oder Platin, mit einander in Berührung, so ist, wenn die beiden Metallscheiben mit isolirenden (Glas-) Griffen versehen sind, nach der Aufhebung der Berührung die Zinkscheibe mit positiver, die Kupfer-, Silber-, Platin- oder Goldscheibe aber mit negativer Electricität, wenn auch nur in sehr geringem Grade, geladen, und die beiden Metallscheiben haben hierbei keine nachweisbare Veränderung erlitten. Dieser entgegengesetzte electrische Zustand der beiden Metallscheiben wird gesteigert, wenn das leicht verbrennliche Metall mit einer Flüssigkeit in Berührung steht, welche auf dasselbe chemisch wirkt. Man nennt die auf diese Weise erregte Electricität nach ihrem Entdecker Galvani, welcher sie an zu anatomischen Zwecken bestimmten abgezogenen Froschkeulen, die er mittels kupferner Haken an einem eisernen Geländer aufgehängt hatte, beobachtete, die galvanische Electricität oder den Galvanismus, oder auch, da sie insbesondere durch chemisch wirkende Stoffe gesteigert wird, die chemische Electricität; die beiden oder drei (wenn eine chemisch wirkende Flüssigkeit vorhanden) Glieder werden die einfache electrische Kette genannt. Werden mehrere solcher einfachen Ketten in Verbindung gebracht, und zwar in der Weise, daß man Kupfer, Zink und Flüssigkeit, Kupfer, Zink und Flüssigkeit u. s. w. auf einander folgen läßt und mit Zink schließt, die Beweglichkeit der Flüssigkeit, welche eine schwache Kochsalzlösung, verdünnte Salz- oder Salpetersäure und dergl. sein kann, aber dadurch beseitigt, daß man mit ihr den Metallscheiben fast gleich große Pappscheiben tränkt, so erhält man die electrische oder, nach dem Begründer derartiger Berührungselectricitätserscheinungen, die Voltaische Säule, welche bei einer hinreichenden Anzahl von einfachen electrischen Ketten die Wirkung einer stark geladenen electrischen Batterie hat. An der äußersten Kupferscheibe und an der

entgegengesetzten letzten Zinkscheibe sammeln sich die erregten entgegengesetzten Electricitäten an, und man nennt deshalb das Kupferende den negativen, das Zinkende den positiven Pol. Werden an beiden Enden Metalldräthe befestigt und diese an ihren äußeren Endpunkten mit einander in Berührung gebracht, so nimmt man äußerlich keine Anzeichen einer electrischen Strömung wahr, obgleich sie im Innern der Säule stattfindet, und die entgegengesetzten, an den Polen sich ansammelnden Electricitäten gleichen sich bei ihrer Begegnung aus. Man nennt diesen Zustand der anscheinenden Ruhe „die Säule ist geschlossen"; in der geschlossenen Kette kreisen aber, weil fortwährend im Innern der Säule neue Summen von entgegengesetzter Electricität erregt werden, beständig zwei Ströme in entgegengesetzter Richtung und in jedem Punkte der verbundenen Poldrähte — als solche der Schließungsdraht benannt — findet die Vereinigung eines Theiles derselben statt. Oeffnet man die Säule, d. h. hebt man die Berührung der Poldrähte auf, so treten die electrischen Erscheinungen ein und die Enden der Poldrähte geben bei der Annährung electrische Funken und verursachen, wenn der eine Draht in die eine Hand genommen wird und den andern die zweite Hand berührt, eigenthümliche, starke, besonders in den Arm- und Handgelenken hervortretende Erschütterungen; dasselbe findet durch eine Reihe von Menschen statt, welche sich untereinander mit den Händen verbunden haben, und von denen der äußerste Linke den einen, der äußerste Rechte aber den anderen Poldraht berührt.

Mit dem Beginn des jetzigen Jahrhunders wurde die electrische Säule bekannt; in den seitdem verflossenen 50 Jahren hat sie die mannigfaltigsten Abänderungen, so wohl hinsichtlich der Zusammenstellung, als auch in der Wahl der hierzu nöthigen Stoffe erlitten, deren Mittheilung hier zu weit führen würde. Zu bemerken ist nur noch, daß man jetzt dahin gelangt ist, mit einer geringeren Anzahl der Ketten eine größere Electricitätserregung zu bewirken, wie dieses z. B. in dem Grove'schen Zellenapparat und in der Bunsen'schen Kohlenbatterie stattfindet.

4) Electricitätserrregung im Lebensproceß. Mehrere Fische haben die Eigenschaft, bei der Berührung und besonders bei der mit beiden Händen an gewissen Stellen electrische Schläge zu ertheilen, die bei manchen dieser Thiere so bedeutend sind, daß sie andere sie berührende Thiere nicht allein

lähmen, sondern sogar auch tödten können. Derartige Fische, zu denen Torpedo unimaculata, marmorata und Galvanii, Silurus electricus, Tetraodon electricus und Gymnotus electricus gehören, besitzen eigene mit vielen Nerven und Blutgefäßen versehene Organe von zelligem Bau, in welchen sich die Electricität entwickelt, die beim Zitterrochen als negative von der unteren und als positive von der oberen Seite auftritt, durch Drähte abgeleitet, so wohl auf die Magnetnadel abweichend als auch auf Flüssigkeiten zersetzend wirkt, und unter Anwendung eines besonderen Apparates einen electrischen Funken giebt. Wie sich aber die beiden Electricitäten entwickeln, ist noch unbekannt; das Nervensystem dieser Fische muß einen bedeutenden Einfluß hierbei ausüben, da sich dieselben willkürlich und augenblicklich laden und entladen können, aber bei rasch hintereinander folgenden Schlägen die electrischen Erscheinungen vermindert und die Lebenskräfte geschwächt werden, im Tode aber gar nichts mehr von jenen wahrnehmbar ist.

5) Electricitätserregung durch Magnetismus findet statt, wenn ein hufeisenförmig gebogener Magnet in senkrechter Stellung lebhaft gegen ein anderes, nicht magnetisirtes und mit Draht umwickeltes Eisenstück von Hufeisenform lebhaft um seine Achse gedreht wird (vergl. unter Magnetismus).

Die besonderen Verhältnisse der beiden Arten von Electricität sind im Vorhergehenden angegeben; zusammengefaßt bestehen sie darin:

1) daß beide Electricitäten mit einer sehr großen Affinität begabt sind, d. h. ein großes Bestreben besitzen, sich mit einander zu verbinden;
2) daß aus ihrer Vereinigung die ruhende Electricität entspringt;
3) daß durch verschiedene Veranlassungen die in allen Körpern enthaltene ruhende Electricität wieder in die positive und negative zerlegt wird und diese an verschiedenen Punkten auftreten;
4) daß die in zwei Körpern angehäuften entgegengesetzten Electricitäten sich bei Annäherung jener verbinden, und zwar, wenn die entgegengesetzten Electricitäten im entsprechenden Verhältnisse vorhanden waren, sich ausgleichen, d. h. daß die Electricität beider Körper verschwindet, und
5) daß bei der Vereinigung beider Electricitäten Licht, Wärme und magnetische Erscheinungen in mehr oder minder hohem Grade, sowie im thierischen Körper Erschütterungen hervortreten.

Von besonderer Wichtigkeit ist noch die Einwirkung der Electricität auf die chemische Natur der Körper, indem durch die Ausgleichung der beiden entgegengesetzten Electricitäten entweder — wenn auch nur in wenigen Fällen — eine Verbindung oder — wie in den meisten Fällen — eine Zersetzung stattfindet. Diese chemischen Wirkungen können zwar erst dann vollkommen klar werden, wenn die chemischen Erscheinungen betrachtet worden sind, lassen sich aber hier im Allgemeinen andeuten.

Verbindungen beim Zusammentreten der beiden entgegengesetzten Electricitäten werden häufig zwischen den brennbaren Stoffen mit Sauerstoff, Chlor und ähnlichen Körpern veranlaßt; so bedingt der selbst sehr schwache electrische Funken die Entzündung, d. h. die Verbindung des mit atmosphärischer Luft vermengten Wasserstoffgases mit dem Sauerstoff der Luft zu Wasser, wobei sich zugleich etwas Salpetersäure (aus dem Sauerstoff und Stickstoff der atmosphärischen Luft) und bei Ueberschuß von Wasserstoff auch etwas Ammoniak (aus dem Stickstoff und Wasserstoff) bildet; eben so kann der starke electrische Funken, wie er sich bei Gewittern durch den Blitz kund giebt, aus den Bestandtheilen der Luft (Stickstoff und Sauerstoff), und des Wassers (Wasserstoff und Sauerstoff) die Bildung von Salpetersäure und Ammoniak veranlassen, welche dann als salpetersaures Ammoniak mit dem Regenwasser niederfallen und aus später zu erörternden Erscheinungen gewiß die Veranlassung sind, daß ein Gewitterregen so wohlthätig auf die Vegetation wirkt. Eben so werden durch geringe electrische Schläge und zum Theil auch schon durch den einfachen electrischen Funken Weingeist, Aether, Colophon und Schießpulver entzündet; auch die Verbrennung verschiedener Metalle in feinen Dräthen oder Streifen und die der Kohle durch starke electrische Schläge oder durch die electrische Säule gehören hierher. Es scheint jedoch in den meisten Fällen dieser Art die Feuerentwickelung, welche mit der Ausgleichung der entgegengesetzten Electricitäten verbunden ist, die Veranlassung zur Verbindung zu sein, und nur bei der Vereinigung des Stickstoffes mit Sauerstoff oder Wasserstoff durch den electrischen Schlag zu Salpetersäure oder Ammoniak muß man annehmen, daß eine andere Kraft wirke, da Salpetersäure in hoher Temperatur, und auch Ammoniak durch diese oder durch das Einschlagen des electrischen Funkens zersetzt wird.

Weit mächtiger und in einem ausgedehnteren Maßstab zeigt sich die

electrische Ausgleichung bei der Zersetzung chemischer Verbindungen und in dieser Beziehung verdanken wir der electrischen Wirkung auf die Natur der Körper nicht allein eine der wichtigsten Entdeckungen unseres Jahrhunderts — die der Alkalimetalle — sondern auch einen seit 10 Jahren hervorgerufenen Industriezweig, nämlich die Galvanoplastik.

Wiederholte electrische Schläge oder Funken sind im Stande Quecksilberoxyd, Chlorsilber, Kalihydrat, Doppelt- und Einfach-Kohlenwasserstoff und die Verbindungen des Wasserstoffes mit Chlor, Brom, Jod, Stickstoff, Schwefel und Phosphor in ihre Bestandtheile und das kohlensaure Gas in Kohlenoxydgas und Sauerstoffgas zu zerlegen.

Der electrische Strom zersetzt alle Flüssigkeiten, welche zusammengesetzter Natur sind oder eine chemische Verbindung aufgelöst enthalten, ausgenommen wenn diese Flüssigkeit — wie die Auflösungen verschiedener Metalle in Quecksilber und geschmolzene Legirungen — den electrischen Strom sehr gut, oder — wie die flüssige schweflige Säure — ihn gar nicht leitet. Bei stattfindender Zersetzung scheiden sich die Bestandtheile immer dicht an den beiden, die entgegengesetzten Electricitäten zuführenden Leitern — an den Poldrähten — ab und je nach ihrer chemischen Beschaffenheit entwickeln sie sich entweder als Gasblasen oder lösen sich in der den Poldraht umgebenden noch unzersetzten Flüssigkeit oder verbinden sich mit dem Leiter selbst oder vereinigen sich mit anderen Bestandtheilen der Flüssigkeit zu secundären Producten.

Bei der Zersetzung einer chemischen Verbindung durch den electrischen Strom findet das Eigenthümliche statt, daß immer der eine Bestandtheil der Verbindung an dem positiven, der andere an dem negativen Pol auftritt. Bei der Zersetzung des Wassers z. B. tritt der Sauerstoff an dem die positive Electricität zuleitenden, der Wasserstoff an dem die negative Electricität zuleitenden Poldraht auf. Werden Salze der Zersetzung durch den electrischen Strom unterworfen, so tritt die Säure an dem positiven, die Basis an dem negativen Pol auf, was sich leicht dadurch kund giebt, wenn man die Lösung des Salzes in Wasser mit etwas Veilchensaft färbt, sie in eine Vförmig gebogene Glasröhre gießt und dann in jedem Schenkel der Glasröhre beinahe bis auf den Grund die beiden Poldrähte einer electrischen Säule führt, wobei sich die den die positive Electricität zuführenden Poldraht umgebende Flüssig-

keit roth, die den negativen Poldraht umgebende Flüssigkeit aber grün färbt, also dieselben Erscheinungen hervortreten, welche eine Säure oder eine Basis in Veilchensaft verursacht.

Auf diesen Erscheinungen begründet sich die jetzt fast allgemein angenommene electro-chemische Theorie. Nach dieser ist die Aeußerung chemischer Verwandtschaft nichts Anderes, als die durch den Contact der verschiedenen Stoffe hervorgerufene Electricität, vermöge welcher die verwandten Körper sich mit einander vereinigen und dabei zugleich die die Electricitätsausgleichung begleitenden Erscheinungen, Wärme und Licht erzeugen. Bei der Zersetzung der Verbindungen durch den die chemische Verwandtschaft überwiegenden electrischen Strom wird der eine Bestandtheil wieder mit negativer, der andere mit positiver Electricität begabt und, da nun nur entgegengesetzte Electricitäten sich vereinigen, gleichartige sich abstoßen, so muß der mit negativer Electricität begabte Körper — der electronegative Bestandtheil — an dem positiven Pol, der mit positiver Electricität begabte Körper — der electropositive Bestandtheil — an dem negativen Pol auftreten. In den beiden oben angeführten Fällen ist im Wasser der Sauerstoff, im Salze die Säure der electronegative, der Wasserstoff oder die Basis der electropositive Bestandtheil der Verbindung.

Die meisten chemischen Elemente, d. h. die Grund- oder einfachen Stoffe können sowohl electropositive, als auch electronegative Bestandtheile einer Verbindung abgeben und nur zwei haben einen unbedingt entgegengesetzten electrochemischen Charakter, nämlich der Sauerstoff, welcher unter allen Umständen von dem positiven, und das Kalium, welches stets von dem negativen Pol angezogen wird, also jener der electronegativste, dieses der electropositivste Körper ist. In nachfolgender electrischen Reihe sind die Grundstoffe so aufgeführt, daß sich jeder derselben zu dem folgenden electronegativ, zu dem vorhergehenden aber electropositiv verhält und diejenigen Stoffe, welche in dieser Reihe, die nur die für Leben, Kunst und Gewerbe wichtigen Grundstoffe enthält, am weitesten von einander stehen, haben stärkere Verwandtschaft zu einander, als die näher stehenden.

— Sauerstoff,	Antimon,	Nickel,
Schwefel,	Kiesel,	Eisen,
Stickstoff,	Gold,	Zink,
Chlor,	Platin,	Wasserstoff,
Brom,	Quecksilber,	Mangan,
Jod,	Silber,	Aluminium,
Fluor,	Kupfer,	Magnium,
Phosphor,	Wismuth,	Calcium,
Arsen,	Zinn,	Strontium,
Kohlenstoff,	Blei,	Baryum,
Chrom,	Kadmium,	Natrium,
Bor,	Kobalt,	+ Kalium.

Aus dem Angeführten ergiebt sich, daß ein mit einem andern in Berührung befindliches und deßhalb in den electrischen Zustand versetztes Metall auf eine ungleiche Weise von einer Flüssigkeit angegriffen wird, je nachdem es negativ- oder positiv-electrisch gemacht worden und je nachdem sich die Flüssigkeit electronegativ oder electropositiv zu dem Metall verhält und daß ein Metall durch Vertauschung des berührenden Metalls sowohl vor dem Angriff geschützt, als auch demselben ausgesetzt werden kann. Kupfer verhält sich gegen Zink negativ und deßhalb wird es in Berührung mit diesem von sauren und salzigen Flüssigkeiten nicht angegriffen, weßhalb man z. B. die mit Kupfer beschlagenen Seeschiffe durch Zink-Nägel oder Bänder gegen die zerstörende Wirkung der im Meerwasser gelösten Stoffe schützt und diese sich nur auf das Zink wirft. Wird statt des Zinkes Silber, Platin oder Gold mit dem Kupfer in Berührung gesetzt, so wirft sich die Zerstörung durch die einwirkende Flüssigkeit auf das Kupfer. Bei der Scharlachfärberei kann die Zinnauflösung in einem kupfernen Kessel behandelt werden, wenn man in diesen ein Stück Zinn legt, wodurch das Kupfer electronegativ wird. Zinn kann in kupfernen Kesseln durch Salzsäure gelöst werden und das Kupfer wird dabei so stark negativ-electrisch, daß sich ein Theil des gelösten Zinns auf ihm niederschlägt (nasse Verzinnung); dasselbe ist der Fall bei der Anfertigung von Stecknadeln, welche ursprünglich aus Kupfer oder Messing bestehen und durch Behandlung mit Zinnlösung und Zinn überzinnt werden.

Eine andere praktische Anwendung der Zersetzung durch den electrischen

Strom ist die Galvanoplastik oder Electrometallurgie, d. h. derjenigen Kunst, Metalle aus ihren Lösungen entweder als fest haftenden, metallischen und glänzenden Ueberzug auf andere Metalle zu befestigen, oder als feste Massen von bestimmter Form mit beliebigen Erhöhungen und Vertiefungen als Münzen, Statuen u. s. w. abzuscheiden.[3])

Die Wissenschaft bestrebt sich jetzt immer mehr und mehr, die Electricität für das allgemeine Beste thätig zu machen und so finden wir in der neuesten Zeit die Bestrebungen dahin gerichtet, sie auf eine billige Weise zur Thätigkeit gebracht als Zersetzungsmittel für das Wasser im Großen zu benutzen, um durch Verbrennung des abgeschiedenen Wasserstoffes nicht allein andere Heizmaterialien zu ersetzen, sondern auch die größte Hitze zu erzeugen.

Die chemischen Wirkungen der electrischen Säule sind weit intensiver, als die der Electrisirmaschine, während bei dieser die physikalischen Erscheinungen um so mehr hervortreten und der Unterschied der Reibungs- und der Berührungs-Electricität beruht darin, daß bei jener eine geringere Summe Electricität von großer und bei dieser eine große Summe Electricität von geringer Intensität thätig ist.

---

d. Von dem Magnetismus.

Wird der electrische Strom in vielfachen Windungen um ein Stück Eisen geleitet, so erhält dieses die Eigenschaft, andere Eisenstücke aus einer gewissen Entfernung anzuziehen und mit einer gewissen Gewalt fest zu halten, aber sie augenblicklich wieder fallen zu lassen, so wie der electrische Strom unterbrochen wird. Diese erst vor einigen Decennien gemachte Beobachtung hängt innig mit der schon den Alten bekannten Erscheinung zusammen, daß ein natürlich vorkommendes Eisenoxyd, der Magneteisenstein, kleine Eisenspäne aus einer gewissen Entfernung an seiner Oberfläche nach zwei entgegengesetzten Punkten anzieht und diese Eigenschaft auf Eisen- oder Stahlstücke übertragen wird, wenn man diese von der Mitte aus in einerlei Richtung an einem der Anziehungspunkte des Magneteisensteins mehrere Male streicht. Ist der Stahlstab um seinem Mittelpunkt beweglich, so erhält er nach dem Bestreichen mit dem Magneteisenstein noch insbesondere die Eigenschaft, sich sogleich in eine be-

stimmte Richtung zu begeben und bei jedesmaligem Abstoß von dieser immer in dieselbe, welche sehr nahe der Richtung nach beiden Erdpolen entspricht, zurückzukehren. Wird ein so begabter Stahlstab mit Eisenfeile bestreut, so hängt sich diese in der größten Menge an den beiden Enden an, während die Mitte davon gänzlich befreit bleibt.

Man nennt die Kraft, welche diese Erscheinungen bedingt, die magnetische Kraft oder den Magnetismus, das Eisenerz, welche diese Kraft besitzt, den Magnetstein oder den natürlichen Magnet, die Stahlstange, welche damit begabt worden ist, den künstlichen Magnet oder, wenn sie beweglich ist, die Magnetnadel und deren äußerste Enden die magnetischen Pole; derjenige Pol, welcher sich nach dem Nordpol der Erde bewegt, wird fälschlich der Nordpol (von den Franzosen richtig der Südpol) und der nach dem südlichen Erdpol sich bewegende der Südpol (von den Franzosen Nordpol) und die zwischen liegende Stelle, welche keine Anziehung äußert, der Aequator des Magnetes genannt.

Der Magnetismus zeigt dieselbe Erscheinung wie die Electricität, nämlich die, daß sich die gleichnamigen magnetischen Pole abstoßen, die ungleichartigen aber anziehen.

Das Verhalten des Magnetismus zum Eisen und Stahl ist verschieden, obgleich in jedem derselben beide Arten des Magnetismus vereinigt sind, in welchem Falle, wie bei der Vereinigung beider Electricitäten keine electrischen Erscheinungen der Körper mehr wahrnehmbar sind, sie keine magnetischen Eigenschaften besitzen können. An dem Eisen können die beiden Arten leicht getrennt und dieses kann daher vom Magnet stark angezogen werden, aber die in ihm hervorgerufene magnetische Kraft ist nur vorübergehend; an dem Stahl lassen sich die beiden Arten des Magnetismus schwierig trennen und wird er deßhalb nur schwach von den stärksten Magneten angezogen, jedoch ist die Trennung dauernd, wodurch der Stahl selbst ein Magnet wird. In dem Eisen wird der Magnetismus durch Vertheilung hervorgerufen, so daß z. B. ein Stück desselben an den Nordpol eines Magnetes gebracht, an dem Berührungsende den Südpol, an dem entgegengesetzten Ende den Nordpol zeigt, welcher den Magnetismus eines zweiten, dritten u. s. w. Eisenstückes in derselben Weise zerlegt und so durch Anhängung mehrerer Eisenstücke eine magnetische Kette gebildet wird,

deren einzelne Glieder gegen einander polarische Kräfte besitzen, sie aber augenblicklich verlieren, wenn sie nicht mehr der Einwirkung des Magnetes ausgesetzt sind und in diesem Falle sogleich auseinander fallen. In dem Stahl wird der Magnetismus durch Bestreichen mit einem künstlichen oder natürlichen Magnet hervorgerufen und er wird selbst zum Magnet, der seine magnetischen Eigenschaften nach der Entfernung von dem Erreger fortbehält und sie erst durch starkes Erhitzen verliert. Durch Vereinigung mehrerer magnetisirter Stahlstäbe erhält man Magnete, die weit stärkere magnetische Kraft besitzen, als jedes einzelne Glied desselben, und armirte Magnete genannt werden. Haben die einzelnen magnetisirten Stahlstücke die Hufeisenform, so daß also in dem einen Schenkel die Nordpolarität, in dem andern die Südpolarität hervortritt und wird an die Enden der beiden Schenkel ein breites Stück Eisen — der sogenannte Anker — gelegt, so wird an diesem einerseits Südpolarität, andrerseits Nordpolarität hervorgerufen; der Magnet ist nun gepanzert oder geschlossen und kann an dem an dem Anker befindlichen Haken starke Lasten tragen, die bei guten Magneten, wenn dieselben über 1 Pfund schwer sind, mehr als das Zehnfache dessen Gewichtes betragen können.

Wird eine gleichmäßig starke und genau in der Mitte aufgehängte Stahlnadel, so daß sie eine wagerechte Lage hat, durch Bestreichen an einem Magnet magnetisirt, so verliert sie das Gleichgewicht, selbst wenn der Aufhängepunkt nicht verändert worden ist. Das stattfindende Neigen des einen Schenkels ist jedoch keines Falles durch eine Gewichtszunahme desselben, sondern dadurch bedingt, daß die Erde selbst ein großer Magnet ist, was sich schon darum zeigt, daß die Magnetnadel stets nach einerlei Richtung — nach dem Nord- und Südpol der Erde — zeigt. Die magnetischen Pole der Erde fallen aber nicht genau mit den Erdpolen zusammen, sondern befinden sich am Nordpol etwas südöstlich, am Südpol südwestlich von uns aus betrachtet gelegen, weßhalb man bei der Verfolgung der Magnetnadel nach der nördlichen oder südlichen Richtung nicht nach den Erdpolen, sondern mit immer mehr zunehmender Senkung des einen Schenkels (dem magnetischen Nordpol ist man so nahe gekommen, daß die Nadel fast senkrecht zur Erdoberfläche stand) nach den magnetischen Polen gelangt. Denkt man sich in der von der Magnetnadel angezeigten Richtung eine die Erde umkreisende Linie, so bildet der Kreis den

magnetischen Meridian, welcher den durch die Erdpole gehenden Meridian in einem Winkel durchschneidet, der die Abweichung oder Declination der Magnetnadel von der rein nördlichen genau angiebt. Ebenso muß die anziehende Kraft der magnetischen Pole auf der Magnetnadel an verschiedenen Orten der Erde sehr ungleich sein, wie bereits angegeben ist, und ihre Neigung oder Inclination, welche am magnetischen Aequator gleich 0 ist, wird um so stärker, je mehr sie sich den magnetischen Polen nähert.

Es ist bereits oben angeführt worden, daß durch den electrischen Strom Eisen magnetisch gemacht werden könne; nimmt man hierzu einen schraubenförmig gewundenen und in der Mitte so aufgehängten Draht, daß er sich um seine Achse drehen kann, so nimmt derselbe bei der Durchströmung der Electricität die Richtung der Magnetnadel an und zeigt überhaupt alle Eigenschaften derselben. Man bezeichnet die Art der Erregung des Magnetismus den Electromagnetismus und schließt aus den hervorgerufenen magnetischen Erscheinungen auf die Stärke der Electricität rückwärts, indem man in einen Kreis, welcher aus vielfach aufgewundenen und mit Seide überzogenem Kupferdraht besteht, eine Magnetnadel so anbringt, daß sie sich leicht in wagerechter Lage um ihre Achse drehen kann; werden die Enden des Kupferdrahtes mit den Polen einer electrischen Kette in Berührung gebracht, so umkreist der electrische Strom den ganzen aufgewundenen Draht, und die Magnetnadel wird mehr oder minder stark von ihrer gewöhnlichen Richtung abgeleitet oder auch in eine kreisende Bewegung versetzt.

Umgekehrt kann durch Magnetismus Electricität erregt werden, indem gegen ein hufeisenförmig gebogenes, nicht magnetisches Eisenstück, dessen Schenkel mit Draht überzogen sind, ein magnetisirtes Hufeisen durch lebhafte Umdrehung um seine senkreiche Achse eine fortwährende Verwechslung der Pole veranlaßt wird; der dadurch erregte electrische Strom wird durch den Draht abgeleitet und verursacht alle Erscheinungen der electrischen Säule; die auf diese Weise erregte Electricität wird die Magneto-Electricität genannt.

Außer dem Eisen oder Stahl werden nur noch das Kobalt und Nickel von dem Magnetismus afficirt und können selbst magnetisch gemacht werden. Das Nickel verliert aber seinen Magnetismus schon bei der Siedehitze des Quecksilbers, während dieses beim Stahl erst in der Rothglühhitze eintritt.

und Kobalt den Magnetismus selbst in der Weißglühhitze behält. Auch Chrom soll zu den magnetischen Metallen gehören.

Der Magnetismus giebt uns in der Magnetnadel oder dem Compas den sichersten Wegweiser auf dem Meer, in dichten Wäldern und in Bergwerken. Durch die Anziehung oder Abstoßung der Nadel erkennen wir Eisen und manche seiner Erze, Nickel und Kobalt, oder bestätigen durch Darlegung ihrer magnetischen Eigenschaften noch mehr die Natur dieser Körper. Magnetisirte Stahlstäbe dienen zur Ausziehung von kleinen Stücken Eisen, Eisenerzen und Nickel aus Gemengen und kräftigere Magnete werden sogar benutzt, um in das Auge gesprungene Eisenstücke auszuziehen. Auch hat man in der neueren Zeit vielfache Versuche angestellt, den durch Electricität hervorgerufenen Magnetismus als bewegende Kraft zu benutzen und sind auch diese Versuche nicht immer den Erwartungen entsprechend ausgefallen, so haben sie doch die Andeutung gegeben, welche Kräfte dadurch hervorgerufen werden können. In der electrischen Telegraphie werden durch den electrischen Strom magnetisirte bewegliche Stahlstäbe zum Anschlagen der Glocken benutzt. Auch der Erdmagnetismus mag uns vielleicht später die billigste Quelle zur Electricitätserregung und dadurch das Mittel geben, das Brennmaterial aus dem Wasser darstellen zu können.

Zweiter Abschnitt.

Von den einfachen Stoffen und ihren Verbindungen.

Die einfachen Stoffe (s. S. 12 und 13) zerfallen nach ihren allgemeinen physikalischen Eigenschaften in zwei Hauptgruppen. Die Glieder der einen Gruppe zeichnen sich dadurch aus, daß sie undurchsichtig sind, in vielen Fällen einen bedeutenden Glanz besitzen und gute Leiter für Wärme und Electricität sind; man nennt die einzelnen Glieder Metalle und sie machen die Mehrzahl

der einfachen Stoffe aus. Die Glieder der zweiten Gruppe sind meist durchsichtig und gar keine oder nur schwache Leiter für Wärme und Electricität; sie werden nicht metallische Stoffe, Ametalle oder Metalloide genannt. Beide Hauptgruppen zerfallen in mehrere Unterabtheilungen.

Die Verbindungen der Körper unter einander haben im Allgemeinen dreierlei chemische Eigenschaften, welche von der Art und Weise, wie jene sich gegen andere Körper verhalten, abgeleitet sind.

Gewisse Verbindungen zweier einfachen Körper mit einander heißen Säuren und zeichnen sich dadurch aus, daß sie einen sauren Geschmack besitzen, die blaue Farbe der Veilchen und Schwertlilien in Roth umändern und den sauren Geschmack und die färbende Eigenschaft verlieren, wenn sie mit der hinreichenden Menge irgend einer basischen Verbindung zusammen kommen.

Basische Verbindungen zweier einfachen Stoffe sind solche, welche den eigenthümlichen sogenannten Laugen- oder alkalischen Geschmack der Aschenlauge besitzen, blaue Pflanzenfarben grün und die durch Säuren gerötheten blauen Pflanzenfarben wieder blau machen und alle diese Eigenschaften verlieren, wenn sie mit einer hinreichenden Menge einer Säure zusammenkommen. Sie werden im Allgemeinen Basen, im Besondern auch Alkalien genannt.

Es giebt eine Anzahl Verbindungen, welche zu den Säuren oder Basen gehören, ohne deren Geschmack und Wirkung auf Pflanzenfarben zu besitzen. Beide Eigenschaften sind nämlich bedingt durch die Löslichkeit irgend einer Säure oder Basis in Wasser. Fehlt ihnen diese Löslichkeit, so wird ihre saure oder basische Natur dadurch ermittelt, daß man sie auf die eine oder andere Weise mit einer löslichen Basis oder Säure zusammenbringt, wo dann die Eigenschaften der einen oder anderen verschwinden.

Derjenige chemische Zustand der Verbindungen, in welchem weder der Geschmack oder das Verhalten gegen Pflanzenfarben, noch das differente Verhalten gegen eine bestimmte Säure oder Basis erkannt werden kann, wird als neutral und die Verbindung selbst als eine neutrale Verbindung bezeichnet. Er tritt ein, wenn irgend eine Säure oder Basis mit einer bestimmten Menge irgend einer Basis oder Säure zusammenkommt; da das Product der Verbindung einer Säure mit einer Basis Salz genannt wird, es aber auch Salze giebt, welche noch saure oder basische Eigenschaften besitzen

und deßhalb saure oder basische Salze genannt werden, so nennt man diejenigen Salze, in welchen keine Eigenschaft einer Säure oder Basis mehr erkannt werden kann, neutrale Salze. Im streng wissenschaftlichen Sinn werden diejenigen Salze neutral genannt, in welchen gleiche Mischungsgewichte Säure und Basis oder, aber nur bei mehreren basischen Verbindungen der Metalle, 2 Mischungsgewichte Basis mit 3 Mischungsgewichten Säure verbunden sind. Es giebt jedoch noch eine große Menge Verbindungen, namentlich in dem Pflanzen- und Thierreich, welche ohne aus einer Säure oder Basis zusammengesetzt zu sein, ebenfalls neutral sind; man nennt diese Verbindungen indifferente, weil sie sich gegen andere Körper wenig ausgezeichnet verhalten und überhaupt nur eine sehr schwache Verwandtschaftskraft besitzen.

Die Verbindungen zweier einfacher Körper heißen Verbindungen der ersten Ordnung; durch die Vereinigung zweier Verbindungen der ersten Ordnung entstehen die Verbindungen der zweiten Ordnung und aus diesen die Verbindungen der dritten Ordnung, mit welchen aber fast alle chemische Differenz, d. h. die Neigung zur weiteren Verbindung verschwindet und endlich die chemische Thätigkeit den Ruhepunkt erreicht.

Man hat schon früher, indem man bei der Betrachtung der chemischen Verbindungen von ihrer Abstammung geleitet wurde, die chemischen Erscheinungen in zwei Haupttheile, in die unorganische und in die organische Chemie geschieden. In der neuesten Zeit, wo man von der Betrachtung der einfacheren zu den zusammengesetzteren Verbindungen überging und fand, daß letztere gewisse Elemente in einer Art vereinigt enthalten, die sie fähig machen, unzertrennt mit andern Elementen sich verbinden zu können, d. h. selbst als zusammengesetzter Körper die Rolle eines einfachen Körpers zu spielen, hat man die Chemie in die Verbindungen der einfachen Radicale und in die Verbindungen der zusammengesetzten Radicale geschieden. Letztere sind mit wenig Ausnahmen solche, die in dem Pflanzen- und Thierreich getroffen oder aus Pflanzen- oder Thierstoffen dargestellt werden, weßhalb sie mit der organischen Chemie zusammenfallen, während die Verbindungen der einfachen Radicale sämmtlich zu der unorganischen Chemie gehören.

Chemie der einfachen Radicale.

Unorganische Chemie.

Die Chemie der einfachen Radicale umfaßt die Betrachtung der einfachen Körper und die ihrer einfacheren Verbindungen; letztere finden sich zum Theil fertig gebildet als Minerale, weßhalb man auch diesen Theil der Chemie die Mineralchemie benennt, zum Theil aber werden sie künstlich hervorgebracht und heißen dann chemische Präparate. Die praktische Chemie lehrt im Allgemeinen die Abscheidung der Elemente oder einfachere Verbindungen derselben aus einfacheren oder zusammengesetzteren Verbindungen, und die Darstellung einfacherer und zusammengesetzterer Verbindungen aus ihren Elementen oder aus einfacheren Verbindungen. Sie ist daher so wohl eine die Körper zerlegende als auch die Körper zusammensetzende Kunst, zu deren regelgerechter Ausführung nicht allein eine gewisse Uebung und Kenntniß mit den zur Abscheidung oder Zusammensetzung dienenden Apparaten und Geräthschaften, sondern auch und insbesonders eine genaue Kenntniß von der chemischen Natur der verschiedenen Körper, von ihrer verschiedenen Affinität erforderlich ist. Die kunstgemäße Ausführung chemischer Arbeiten, sie mögen zerlegender (analytischer) oder zusammensetzender (synthetischer) Beschaffenheit sein (daher der Unterschied in analytische und synthetische Chemie), kann nur durch längere Uebung und unter Anleitung Sachverständiger erlernt werden.

Ist diese Kunst erlernt und der Laborant genau mit der chemischen Natur der verschiedenen Arten von irdischer Materie bekannt, und kann er geistig die Verhältnisse überschauen, so wird es ihm nicht schwer, in neuen Fällen selbstständig zerlegende oder zusammensetzende chemische Arbeiten ausführen zu können*).

---

*) Die analytische Chemie ist im strengen Sinne nicht von der synthetischen Chemie zu trennen, da die Abscheidung eines einfachen Körpers oder einer einfacheren Verbindung nur durch die Bildung einer neuen einfacheren oder zusammengesetzteren Verbindung möglich zu machen ist.

Nach den S. 50 angedeuteten allgemeinen physikalischen Eigenschaften sondert man die einfachen Stoffe in Metalle und Nichtmetalle und betrachtet letztere von Anfang, da sie meist die auffallendsten chemischen Erscheinungen veranlassen. In Nachfolgendem werden aber nur diejenigen Stoffe und ihre Verbindungen beschrieben, welche irgend eine Wichtigkeit auf das allgemeine Leben, Kunst oder Gewerbe und auf Gesundheitspolizei haben, während die übrigen, die auch mitunter nur sehr selten und dann in geringen Quantitäten vorkommen, nur angedeutet werden und ihre Betrachtung in rein wissenschaftlichen Werken zu finden ist.

A. Von den Nichtmetallen.

Zu den Nichtmetallen gehören Sauerstoff, Wasserstoff, Stickstoff, Kohlenstoff, Chlor, Brom, Jod, Fluor, Schwefel, Selen (Tellur), Phosphor (Arsen, Antimon), Bor und Kiesel. Diese Stoffe lassen sich nach ihrem Aggregatzustand und Verhalten gegen Wärme eintheilen:

1) in beständig luftförmige Stoffe, da sie weder durch Druck noch durch die möglichst niedrige Temperatur nicht in den flüssigen oder festen Zustand übergeführt werden können; hierher gehören Sauerstoff, Wasserstoff und Stickstoff;

2) in leicht vergasbare Stoffe, da sie schon bei gewöhnlicher oder nicht 150° übersteigender Temperatur luftförmig werden; zu ihnen gehören das Chlor, Brom und Jod, vielleicht auch oder zur vorhergehenden Unterabtheilung das für sich noch unbekannte Fluor;

3) in feste, schmelzbare und flüchtige Stoffe, da sie bei einer mehr oder minder erhöhten Temperatur schmelzen und sich bei gesteigerter Erhitzung verflüchtigen, d. h. in Dampf verwandeln; hierher gehören Schwefel, Selen (Tellur), Phosphor (Arsen, ohne vorher zu schmelzen, und Antimon) und

4) in unschmelzbare und feuerbeständige Stoffe, da sie bei keiner von uns zu erregenden Temperatur geschmolzen oder verflüchtigt werden können; zu ihnen gehören Kohlenstoff, Bor und Kiesel.

In chemischer Beziehung sind die Nichtmetalle in zwei Gruppen zu sondern, nämlich:

1) in wirkliche, nicht metallische Stoffe, in engerem Sinne Nichtmetalle oder Ametalle, welche sich mit den metallähnlichen und metallischen Stoffen sehr oft unter Feuerentwicklung verbinden und deßhalb auch Zünder oder wegen ihres dem Sauerstoff analogen Verhaltens Oxygenoide genannt werden; sie zerfallen wieder:

a) in Säure- und Basen erzeugende Stoffe, indem sie bei der Verbindung mit andern Stoffen sowohl Säuren als Basen bilden können; hierher gehören

α) als reine Säureerzeuger, die jedoch niemals selbst das Radical einer Säure bilden können, d. h. nicht selbst säuerungsfähig sind, der Sauerstoff und vielleicht auch das Fluor, und

β) als Säureerzeuger, die auch als Säureradical auftreten können, der Schwefel, das Selen (und Tellur), welche auch, da sie in den sogenannten Kiesen vorkommen, die Kieszeuger genannt werden;

b) in Salzzeuger oder Salzbilder, da sie mit den Metallen neutrale salzähnliche Verbindungen bilden; zu ihnen gehören Chlor, Brom und Jod;

2) in metallähnliche Stoffe, im engeren Sinne Metalloide genannt, welche sich gewöhnlich bei der Verbindung mit den Zündern entzünden und deßhalb auch Brenner genannt werden; sie zergliedern sich:

a) in Organogene, welche meist mit Sauerstoff verbunden die Grundlage der organischen Verbindungen bilden; zu ihnen gehören Kohlenstoff, Wasserstoff und Stickstoff;

b) in Oryktogene, welche vorzugsweise mit Metallen oder oxydirt und mit Basen verbunden im Mineralreich vorkommen und sich zergliedern lassen

α) in Erzzeuger, welche gewöhnlich nur als binäre Verbindungen, die aber mit analogen andern verbunden sein können, im Mineralreich vorkommen und in den Erzen vorzugsweise enthalten sind; hierher gehören Phosphor (Arsen und Antimon);

β) in Glaszeuger, welche mit Sauerstoff und mit oxydirten Körpern verbunden zum Theil häufig in der Natur vorkommen und in diesen Verbindungen besonders künstlich dargestellt, glasähnliche Massen bilden; hierher gehören Bor und Kiesel.

In Nachstehendem werden die Gruppen nicht in der hier angegebenen Reihenfolge betrachtet, sondern zuerst der Sauerstoff, als der in der Natur am meisten verbreitete und thätige Stoff, dann die Organogene, die Salzzeuger, das Fluor, die Kieszeuger, Glaszeuger und zuletzt die Erzzeuger erörtert, so daß durch die beiden metallischen Glieder (Arsen und Antimon) der letzteren der Uebergang zu den wirklichen Metallen gebildet wird.

---

1. Sauerstoff.

Oxygenium O = 8 oder 100,0.

Der Sauerstoff findet sich gasförmig und mit Stickstoffgas vermengt in der atmosphärischen Luft, $^1/_5$ derselben dem Volumen oder nahe $^1/_4$ dem Gewichte nach ausmachend, ferner mit Wasserstoff verbunden im Wasser, mit Kohlenstoff, Wasserstoff und zuweilen auch mit Stickstoff in fast allen Pflanzen- und Thiersubstanzen, und endlich mit metallischen und den übrigen nicht metallischen Stoffen verbunden in den meisten unverbrennlichen (sogenannten verbrannten) Mineralkörpern.

Man erhält den Sauerstoff immer gasförmig aus mehreren seiner natürlich vorkommenden oder künstlich erzeugten Verbindungen z. B. aus Braunstein und rothem Bleioxyd durch Erhitzen für sich oder mit Schwefelsäure, aus mehreren anderen Oxyden und einigen Salzen, deren Säure reich an locker gebundenem Sauerstoff ist, wie z. B. aus chlorsaurem Kali, salpetersaurem Kali oder Natron, durch bloßes Erhitzen[4]).

Der Sauerstoff ist im einfachsten Zustande elastisch-flüssig und heißt deßhalb Sauerstoffgas. Dieses ist von 1,026 specif. Gewichte*), permanent-

---

*) Bei der Angabe des specif. Gewichtes ist für die Luftarten die atmosphärische Luft, bei den flüssigen und festen Körpern das Wasser als Einheit zu betrachten.

elastisch, völlig farblos, daher unsichtbar und ganz geruch- und geschmacklos; es wird in geringer Menge vom Wasser absorbirt, läßt sich einathmen und bedingt und unterhält den Keimungsproceß der Pflanzen, den Respirationsproceß der Thiere und das Verbrennen aller brennbaren Körper und zwar weit lebhafter, als dieses in der atmosphärischen Luft geschieht.

Der Sauerstoff verbindet sich, das Fluor ausgenommen, mit allen übrigen Grundstoffen, wobei, wenn die Verbindung rasch von Statten geht, immer Wärme und häufig auch Licht entwickelt wird. Der Act der Verbindung des Sauerstoffes mit anderen Körpern wird im Allgemeinen die Oxydation, in besonderen Fällen auch die Verbrennung oder Verwesung genannt und die dadurch hervorgehenden Verbindungen heißen Oxyde. Diese sind entweder von saurer oder von nicht saurer Natur; die sauren Oxyde nennt man Säuren, auch Sauerstoffsäuren, die nicht sauren Oxyde aber basische Oxyde oder Salzbasen, auch Sauerstoffbasen, wenn sie mit der Eigenschaft begabt sind, sich mit Sauerstoffsäuren zu verbinden und mit diesen neutrale Verbindungen zu bilden. Solche aus sauren und basischen Oxyden bestehende Zusammensetzungen nennt man Salze, auch Sauerstoffsalze, und sind Verbindungen der zweiten Ordnung. Mehrere Metalle sind fähig, mit dem Sauerstoff zwei basische Oxyde zu bilden, und man nennt das sauerstoffärmere Oxyd auch Oxydul, die höhere Verbindungsstufe aber im besonderen Oxyd (Eisenoxydul und Eisenoxyd). Auch mehrere säuerungsfähigen Stoffe können mit dem Sauerstoff verschiedene saure Oxyde bilden; man bezeichnet dann die mächtigste dieser Säuren durch Zusammenstellung des Namens des Radicals und des Wortes „Säure", wie z. B. Chlor-Säure, Schwefel-Säure u. s. w., die sauerstoffärmere Säure durch adjective Beendigung des Wortes des Radicales, wie z. B. Schwefelige-Säure, noch sauerstoffärmere Säuren durch Vorsetzung von „Unter" an das Adjectiv, wie z. B. Unterschwefelige-Säure, Unterchlorige-Säure, die sauerstoffreicheren Säuren aber durch Versetzung von „Ueber", wie z. B. Ueberchlor-Säure.

Alle neutralen Salze einer und derselben Sauerstoffsäure besitzen dasselbe Sauerstoffverhältniß zwischen Säure und Basis, was man das Sättigungsverhältniß nennt. So verhält sich in den neutralen schwefelsauren Salzen der Sauerstoff der Säure zu dem der Basis wie 3 : 1, wie z. B. schwefelsaures

Kali = KO, SO_3, schwefelsaures Eisenoxydul = FeO, SO_3, schwefelsaures Eisenoxyd = $2 FeO_{1,5}, 3 SO_3$ oder $Fe_2O_3, 3 SO_3$ ($3:3 \times 3 = 1:3$) ist, wodurch das S. 52 über neutrale Salze Gesagte erklärlich wird. Ist in einem Salze der Sauerstoffgehalt der Säure größer oder geringer im Verhältniß zu dem Sauerstoffgehalt der Basis, so ist dieses ein saures oder ein basisches Salz, wie z. B. in dem sauren schwefelsauren Kali (= $KO, 2 SO_3$) sich der Sauerstoff der Säure zu dem der Basis wie 6 : 1, in dem mit Eisenoxyd digerirten schwefelsauren Eisenoxyd (= $FeO_{1,5}, SO_3$) wie 3 : 1,5 verhält. Da in dem einen Falle die doppelte Menge Sauerstoff, in dem andern aber nur die Hälfte vorhanden ist, so nennt man derartige Verbindungen auch zweifach- oder halbsaure Salze, z. B. zweifach-schwefelsaures Kali, halb-schwefelsaures Eisenoxyd, ferner vierfach-oxalsaures Kali (= $KO, 4 \bar{O}$), drittel-schwefelsaures Eisenoxyd (= Fe_2O_3, SO_3) u. s. w.

Mehrere basische Oxyde haben die Eigenschaft, noch ½ oder 1 Antheil Sauerstoff oder Metall aufzunehmen und sich dabei in Oxyde von indifferenter Natur zu verwandeln; solche weder sauer noch basisch sich verhaltende Oxyde, die ein Uebermaß von Sauerstoff enthalten, nennt man Superoxyde oder Hyperoxyde, und benutzt sie, da sie einen Theil des Sauerstoffes beim Erhitzen oder bei der Einwirkung von Säuren wieder abgeben, zur Darstellung des Sauerstoffgases. Diejenigen Oxyde, welche mehr Metall als die niedrigste salzfähige Basis derselben Metalles enthalten, heißen Suboxyde oder Suboxydule und entlassen bei der Einwirkung von Säure den Ueberschuß des Metalles.

Mehrere Oxyde eines und desselben Stoffes von bestimmter basischer und saurer Natur haben die Eigenschaft, sich untereinander zu verbinden, und man nennt derartige Verbindungen, die auch zwischen Oxyden verschiedener Stoffe vorkommen, Doppeloxyde und Doppelsäuren, wie z. B. Eisenoxydoxydul (= FeO, Fe_2O_3), Chromeisenstein (= FeO, Cr_2O_3), salpetrige Salpetersäure (= NO_3, NO_5) u. s. w.

Nach der Entdeckung des Sauerstoffes und mit der Aufstellung der neuen antiphlogistischen Theorie glaubte man lange Zeit, derselbe sei gleichsam das säurebildende Princip und bildete daher seinen Namen. Seit der Zeit aber, daß man auch Verbindungen des Sauerstoffes mit anderen Körpern als reine Gegen-

sätze einer Säure erkannte und Säuren aufgefunden wurden, die gar keinen Sauerstoff enthalten, hat diese Bezeichnung ihre Bedeutung verloren und ist nur aus Gewohnheit beibehalten worden.

Betrachtet man die Erscheinungen in der Natur, welche durch die Thätigkeit des in der atmosphärischen Luft enthaltenen Sauerstoffes bedingt sind, so findet man, daß derselbe der wichtigste und einflußreichste aller einfachen Stoffe ist. Als die wichtigsten Erscheinungen seiner Thätigkeit sind hervorzuheben:

1) Die Verbrennung, wenn brennbare Körper der Einwirkung der atmosphärischen Luft bei gewöhnlicher oder erhöhter Temperatur ausgesetzt werden.

Die rasche Verbrennung ist mit starker Wärme- und Lichtentwickelung verbunden und sie wird täglich unternommen, um entweder zu heizen oder zu erleuchten oder brennbare Körper für irgend einen Zweck vorzubereiten. Die Producte der Verbrennung bleiben entweder zurück, wenn sie feuerbeständig sind, oder sie sind gasartiger oder dampfförmiger Beschaffenheit, in welchem Falle sie in die umgebende Luft entweichen, aus welcher sie sich entweder bei der Abkühlung verdichten und niederschlagen, oder, wie die Kohlensäure — ein Verbrennungsproduct aller vegetabilischen und animalischen Substanzen — zur Ernährung neuer Pflanzen dienen.

Die langsame Verbrennung brennbarer Körper ist nicht mit Licht- und auch nicht immer mit Wärmeentwicklung verbunden, aber gleichfalls durch Einfluß des atmosphärischen Sauerstoffes, jedoch nur bei Gegenwart von Feuchtigkeit bedingt. Sie stellt sich selbst bei manchen Metallen ein, wie z. B. beim Eisen sehr merklich durch das Rosten desselben, bei Blei, Kupfer u. s. w. schwächer durch das Anlaufen. Am wichtigsten ist aber die langsame Verbrennung bei animalischen und vegetabilischen Körpern, welche nicht mehr dem Einfluß der Lebensthätigkeit unterworfen sind. Derartige Körper verändern sich durch den Einfluß der feuchten atmosphärischen Luft mit Ausnahme ihrer unorganischen Verbindungen nach und nach gänzlich, indem ihr Kohlenstoff und Wasserstoff in Kohlensäure und Wasser verwandelt wird, und ihr Stickstoff, wenn sie solchen enthalten, entweder entweicht oder unter gewissen Umständen — bei Gegenwart stark basischer Körper — gesäuert und in Salpetersäure verwandelt wird.

Diese langsame Verbrennung der organischen Körper wird im Besondern die **Verwesung** genannt; sie kann unter gewissen Umständen eine so starke Reaction des atmosphärischen Sauerstoffes auf den noch nicht verwesten Theil hervorrufen, daß sich dieser erwärmt und zuletzt sogar in die rasche Verbrennung übergeht, d. h. in Flamme ausbricht; so ist es bekannt, daß feucht eingebrachtes Heu, mit Oel befeuchtetes Zeug beim Aufeinanderliegen u. s. w. sich entzündet, indem die anfänglich wenig merklich entwickelte Wärme sich im Inneren der genannten Gegenstände ansammelt, diese höher erhitzt und so um so empfänglicher für den Einfluß des Sauerstoffs macht. Der Landwirth sucht die Verwesung der in den Ackerboden übergeführten oder darin enthaltenen organischen Körper durch öfteres Umpflügen, d. h. durch Auflockern des Erdreiches zu beschleunigen und dadurch um so ertragreicher zu machen, indem sowohl die Verwesungsproducte, als auch die unorganischen Bestandtheile der verwesenden Körper dadurch der neu sich entwickelnden Pflanzen in gehöriger Menge und rasch zugeführt werden. Bei der Rasenbleiche der Leinen- und Baumwollenzeuge wird die Verwesung im Großen technisch angewendet, um farbige, mit der Faser vorkommende oder durch die Bearbeitung hineingebrachte Stoffe zu entfernen; so wie das Zeug im befeuchteten Zustande dem Sonnenlicht ausgesetzt wird, beginnt die Verwesung, es entweicht die gebildete Kohlensäure und das Zeug verliert mit jedem Moment an Gewicht. Läßt man die Einwirkung lange fortdauern, so verliert das Zeug seinen Zusammenhang und verwandelt sich in eine papierähnliche Masse, welche fortwährend der Verwesung unterworfen bleibt, wenn die Bedingungen dazu, atmosphärische Luft und Feuchtigkeit, vorhanden sind, bis sie zuletzt gänzlich verschwindet.

Das Wasser verschluckt, besonders wenn es in Bewegung ist, eine Quantität atmosphärische Luft, aber die Bestandtheile derselben in einem anderen Verhältniß, so daß auf $^2/_3$ Stickstoffgas $^1/_3$ Sauerstoffgas kommt. Dieser Sauerstoff ist die Ursache, daß todte organische Körper unter Wasser verwesen, was bei Vertheilung derselben sehr rasch geschieht, so daß fließendes Wasser, in welches sich die mannigfaltigsten organischen Körper ergießen, sich selbst wieder reinigt und für das Leben der Wasserthiere und durch die gebildete Kohlensäure für das Gedeihen der Wasserpflanzen tauglich bleibt. Todte thierische Körper in fließendes Wasser gelegt, hinterlassen nach einem gewissen Zeitraum

weiter nichts, als Knochensubstanz und Fett, indem die Substanz der Haut, Muskeln, Zellen und Sehnen im Anfang, das Fett aber erst viel später verweset.

Verwesende Körper haben die Eigenschaft, auch andere Körper, die für sich bei gegebenen Bedingungen der Verwesung dieser nicht unterworfen werden, in den Zustand der Verwesung zu setzen. Ein Beispiel hierfür giebt der wasserhaltige Weingeist; dieser kann in dampfförmigen Zustand mit atmosphärischer Luft oder reinem Sauerstoffgas in Berührung versetzt werden, ohne eine Veränderung zu erleiden; ist aber zugleich eine der Verwesung unterworfene Substanz vorhanden, wie z. B. im Bier oder Wein, welche sehr schwache Auflösungen von Weingeist in Wasser mit organischen Körpern sind, so tritt bei letzteren die Verwesung bei dem Zutritt der Luft zuerst ein und wird auf den vorhandenen Weingeist mit übergeführt, der aber nicht in die einfachsten Verbindungen, in Kohlensäure und Wasser, sondern in letzteres und in Essigsäure verwandelt wird, die nun mit dem vorhandenen Wasser den Bier- oder Weinessig darstellt. Selbst einfache Körper, wie der Wasserstoff, können durch in Verwesung begriffene Körper zur Verbindung mit Sauerstoff disponirt werden.

Sind organische Körper nur einen unvollkommenen Zutritt der atmosphärischen Luft ausgesetzt, so tritt die Vermoderung ein. Steinkohlen, Braunkohlen, Torf, Humus, Schlamm aus Teichen u. s. w. sind vermoderte Pflanzentheile, auf welche der atmosphärische Sauerstoff nur so weit wirken konnte, daß ihnen entweder der Wasserstoff theilweise oder gänzlich entzogen wurde und reine oder wasserstoffhaltige Kohle (mit den unorganischen Bestandtheilen der Pflanzen und der umgebenden Erdschicht) zurückblieb oder nur die Zersetzung einleiten konnte und eine Wechselwirkung zwischen Kohlenstoff und Wasserstoff herbeigeführt wurde. Solche Substanzen sind für sich nicht für die Vegetation tauglich, werden es aber im hohen Grade, wenn sie den Bedingungen der Verwesung unterworfen werden.

Auch die Gährung und Fäulniß der organischen Körper ist durch den Einfluß des Sauerstoffes bedingt, indem hierdurch einzelne Theile derselben in Verwesung übergehen, diese dann aber ohne weitere Einwirkung des Sauerstoffes die Gährung oder Fäulniß hervorruft (vergl. ein Weiteres in der 2. Abth. Chemie der zusammengesetzten Radicale).

Aus dem Angeführten geht hervor, daß die Verbrennung und Verwesung der organischen Körper durch den Sauerstoff der atmosphärischen Luft bedingt, daß für die Verbrennung eine gewisse Temperaturerhöhung, für die Verwesung aber neben gewöhnlicher Temperatur auch die Gegenwart von Wasser nöthig ist. Es folgt daraus, daß die Verbrennung oder Verwesung unterbrochen wird, wenn die eine oder beide Bedingungen derselben beseitigt werden. Entzieht man einem brennenden Körper den Zutritt der atmosphärischen Luft, wie z. B. in den Oefen durch Verschließen der Züge, so muß er verlöschen oder er kann, da in dieser nicht der vollkommene Abschluß der Luft bewirkt wird, nur fortglimmen. Wird ein der Verwesung fähiger Körper getrocknet, d. h. von allem Wasser befreit, das nicht zu seiner Existenz gehört, so kann er dem Zutritt der Luft ausgesetzt werden, ohne in Verwesung überzugehen, und man benutzte früherhin dieses Verhalten, Pflanzen- und Thierstoffe durch Austrocknen für längere Zeit zum Speisegebrauch aufzubewahren. Bleiben die der Verwesung fähigen Körper mit Wasser in Berührung, werden aber gegen den Zutritt der Luft geschützt, so gehen sie zwar nicht in Verwesung, aber, da vom Anfang der Zutritt der Luft nicht gehindert werden konnte und ein Minimum derselben im Stande ist, die Verwesung einzuleiten, durch die geringste Menge eines verwesenden Körpers in Fäulniß über, indem die der Fäulniß fähigen Körper sich durch die Beweglichkeit ihrer Elemente, d. h. durch das Bestreben derselben, neue einfachere Verbindungen einzugehen, auszeichnen. Diese Beweglichkeit der Elemente der fäulnißfähigen Stoffe wird aber ohne Ausnahme bei Allen bei der Siedhitze des Wassers aufgehoben und sie erhalten sich dann, wenn sie gegen den Zutritt der Luft geschützt sind, unverändert. Man benutzt dieses Verhalten jetzt statt des früheren Verfahrens, nach dem man die Speisevorräthe getrocknet, gesalzen oder geräuchert aufbewahrte, und erhält sich so frische, bei Krankheiten unbedingt nothwendige Nahrungsmittel, indem man Suppen, Gemüse, Frucht- und Fleischspeisen im fertigen Zustande in luftdicht zu verlöthenden Büchsen von Weißblech einschließt und diese dann in Wasser 3—4 Stunden lang kochend erhitzt, wobei der etwa vorhandene Sauerstoff absorbirt und der organische Körper in dem Zustand übergeführt wird, daß er nicht in Fäulniß übergehen kann. Eine Zersetzung, d. h. Verwesung und dadurch hervorgerufene Fäulniß

tritt bei so vorbereiteten erst dann ein, wenn sie wiederum der Einwirkung des Sauerstoffgases oder der atmosphärischen Luft ausgesetzt werden.

2) Das Athmen. Dieses wird bei den Menschen und Säugethieren durch Erweiterung und Verengerung der Brusthöhle bedingt; indem das im erschlafften Zustande gewölbte und im angespannten — beim Einathmen — durch Herabsteigen der Wölbung flach werdende Zwerchfell den Raum der Brusthöhle vergrößert und die Oberfläche der Lungen den sich ausdehnenden Wänden der Brusthöhle folgt, wird die ganze Lunge ausgedehnt und die atmosphärische Luft stürzt sich durch die Luftröhren und deren Zweige in die Zellen hinein. Die Luftröhrenzweige verästen sich auf eine ungemein vielfältige Weise in dem Lungenparenchim, und die feinsten Enden gehen endlich in blasenförmige Erweiterungen über, welche nicht mit einander communiciren und deren Wandungen mit der peripherischen Netzhaut bedeckt sind.

Obgleich das in den Blutgefäßen (welche neben den Luftröhren die Lungenmasse bilden) befindliche Blut und die in letzteren enthaltene atmosphärische Luft nicht in unmittelbarer Berührung stehen, so wird doch letztere durch die feuchten Häute, welche — wie alle weichen thierischen Theile — für gasförmige und flüssige Stoffe durchdringbar sind, nach dem Blut, und zwar wegen der außerordentlich großen Oberfläche dieser Häute sehr rasch übergeführt.

Früher war man der Ansicht, daß das atmosphärische Sauerstoffgas sogleich in der Lunge auf die kohlenstoffhaltigen Blutbestandtheile oxydirend wirke, und wurde zu dieser Ansicht besonders dadurch hingeleitet, daß die ausgeathmete Luft meist dieselbe Menge Kohlensäure enthält, als aus ihr Sauerstoffgas verschwunden ist (das Volumen des Sauerstoffgases wird bei seiner Verbindung mit Kohlenstoff zu Kohlensäure nicht verändert). Durch Versuche und Erfahrungen ist man aber zu der jedenfalls richtigeren Ansicht gelangt, daß die atmosphärische Luft als Ganzes aus den Luftröhren nach den Blutgefäßen dringe und aus deren Blutinhalt die während des Blutumlaufes aus den Blutkörperchen gebildete und in der ganzen Blutmasse aufgenommene, durch die Einwirkung der früher eingeathmeten Luft entstandene Kohlensäure nebst dem Stickstoffgas und unverändertem Sauerstoffgas verdränge, welche Gasarten dann aus den Blutgefäßen nach den Luftröhren übergehen und ausgeathmet werden. Es lassen sich hierbei keine genauen Grenzen ziehen; das Blut enthält immer Kohlensäure und

Sauerstoffgas zugleich, in den venösen waltet jedoch die Kohlensäure, im arteriellen Blute aber das Sauerstoffgas vor.

Das Sauerstoffgas ist für den Athmungsproceß unbedingt nothwendig; jedoch ist es, für sich eingeathmet, nicht von so gutem Erfolg, als in einer Mischung mit einem, das Leben nicht gefährdenden Gase, wie mit Wasserstoffgas oder — wie in der atmosphärischen Luft — mit Stickstoffgas, welche die zweckmäßigste für alle außerhalb des Wassers lebenden Geschöpfe sein muß. Reines Stickstoffgas oder Wasserstoffgas wirken eingeathmet nur deßhalb tödlich, weil den Geschöpfen kein Sauerstoffgas mit zugeführt wird.

Durch die Aufnahme von Sauerstoffgas im Athmungsproceß und durch die ihn zu Folge habende Bildung von Kohlensäure werden den Bluttheilen gewisse Bestandtheile entzogen, die durch geeignete Körper wieder ersetzt werden müssen, wenn das thierische Leben nicht gefährdet werden soll. Ein erwachsener gesunder Mensch nimmt täglich gegen 2 Pfund Sauerstoffgas in sich auf, welche Masse nahe $^3/_4$ Pfund Kohlenstoff aus den Blutbestandtheilen in Kohlensäure verwandelt, die mit der ausgeathmeten Luft ausgestoßen wird. Dieser Verlust wird ersetzt durch die Nahrungsmittel, welche immer kohlenstoffhaltig sind, sie mögen fester oder flüssiger Beschaffenheit sein. Es ist demnach natürlich, daß die Menge der Nahrungsmittel im Verhältniß zu der Masse des eingeathmeten Sauerstoffgases stehen muß; je thätiger die Respirationswerkzeuge sind, um so mehr sind Nahrungsmittel bedürftig, aber unverträglich sind Ueberfluß von Nahrungsmitteln und Mangel an Sauerstoffgas, wie z. B. bei die Bewegung nicht liebenden Polyphagen, während aber auch starke Bewegung und dem zu Folge habende größere Respirationsfähigkeit für Menschen mit schwachen Verdauungswerkzeugen nachtheilig ist. Ferner haben die Temperatur und der Feuchtigkeitszustand der atmosphärischen Luft Einfluß auf die Masse von Nahrungsmitteln, welche bei der Respirationsthätigkeit erfordert werden; warme oder sehr feuchte Luft enthält weniger Sauerstoffgas, als ein gleiches Volumen kalte oder trockene Luft; beim Athmen wird von dieser in die Lungen mehr aufgenommen, als von jener, also auch mehr Sauerstoffgas zur Einwirkung auf die Blutbestandtheile gebracht und diese müssen also durch eine größere Menge von Nahrungsmitteln wieder ersetzt werden, als bei warmer oder feuchter Luft nothwendig ist. Dasselbe findet auch in den niederen, den Meeresspiegel wenig über-

ragenden Gegenden statt, während auf hohen Bergen, wo wegen des verringerten Druckes die Luft ausgedehnter ist, eine geringere Menge von Kohlenstoff in den Nahrungsmitteln dem thierischen Körper zuzuführen ist.

Der durch die Blutcirculation im Körper verbreitete Sauerstoff ist durch seine Einwirkung auf die kohlenstoffhaltigen Bestandtheile des Blutes oder, was auch möglich ist, auf andere Materien des Körpers die Quelle der thierischen Wärme, welche von der äußeren Temperatur unabhängig ist. So wie nun bei der Schnellessigfabrikation durch die Einwirkung des atmosphärischen Sauerstoffgases auf den fein zertheilten Weingeist in den sogenannten Essigbildern eine höhere Temperatur eintritt, als die umgebende Luft zeigt, indem durch die stille Verbrennung eines Theiles des Wasserstoffes des Weingeistes eine gewisse Summe von Wärme entwickelt wird, eben so findet im thierischen Körper die Verbindung des Kohlenstoffes mit dem Sauerstoff unter Wärmeentwicklung statt. Da aus einer bestimmten Menge eines brennbaren, d. h. oxydirbaren Körpers stets eine bestimmte Summe von Wärme entwickelt wird, nur daß sich die erzeugte Wärmemenge je nach der Art der Verbrennung auf ungleiche Zeiten vertheilt, so ist es klar, daß mit der größeren Thätigkeit der Athmungswerkzeuge in einem gewissen Zeitraume eine größere Masse von Kohlenstoff verbrennt und demnach eine größere Menge von Wärme entwickelt wird, als bei schwacher Respirationsthätigkeit, wie z. B. Kinder, deren Respirationswerkzeuge in der größten Thätigkeit sind, und die deßhalb häufiger und im Verhältniß mehr Nahrungsmittel zu sich nehmen müssen, als ein Erwachsener, 39° Erwachsene aber und 37,5° Blutwärme zeigen. Der dadurch erwärmte thierische Körper verhält sich aber gegen seine Umgebung wie jeder warme Körper, indem er Wärme an diese abgiebt, wenn die Temperatur derselben niedriger ist, als seine eigene; er wird abgekühlt. Diese Abkühlung findet um so rascher statt, je niedriger die Temperatur der Umgebung ist, und zur Erhaltung der ursprünglichen Temperatur wird eine unausgesetzt große Thätigkeit der Respirationswerkzeuge und eine der Thätigkeit dieser entsprechende Masse von Nahrungsmitteln erfordert, woraus es erklärlich wird, weßhalb die Nordländer eine so große Masse von Speisen zu sich nehmen können, weßhalb ein warmgekleideter Mensch weniger Nahrung bedarf, als ein weniger warm Bekleideter, weßhalb überhaupt im Winter mehr Nahrung nöthig ist, als im Sommer. Als allgemeines Gesetz ist daher aus dem Vorhergehenden auf-

zustellen, daß sich die Menge der zu genießenden Speisen nach der Anzahl der Athemzüge, nach der Temperatur und dem Feuchtigkeitszustand der Luft, welche eingeathmet wird, und nach der Quantität von Wärme, welche der thierische Körper nach Außen abgiebt, richten muß.

3) Die Vegetation. Die Entwicklung und das Gedeihen der Pflanzen ist ebenfalls durch den Einfluß des atmosphärischen Sauerstoffgases bedingt. Ein Same keimt nicht im luftleeren Raume, in Wasserstoffgas, Stickstoffgas oder Kohlensäuregas, sondern nur in Sauerstoffgas oder atmosphärischer Luft, indem er hierbei jenes absorbirt und ein gleich großes Volumen Kohlensäure ausgiebt. Der Sauerstoff scheint bei dem Keimungsproceß anfangs nur den Zweck zu haben, die chemische Action zwischen den Elementen des stickstoffhaltigen Eiweißkörpers hervorzurufen, welche sich dann den Elementen des Zuckers mittheilt, der dem zu Folge in Kohlensäure und Weingeist zerfällt; der Weingeist aber, welcher als solcher sehr bald den weitern chemischen Proceß verhindern würde, absorbirt im Momente seiner Bildung Sauerstoffgas und verwandelt sich in Essigsäure, welche aus den kohlensauren Erden im Boden Kohlensäure entwickelt, die zugleich mit der aus dem Zucker gebildeten zur Nahrung der jungen Pflanze dient und die Basen auflöst, daß sie von den Pflanzen zum Bedarf der weitern Entwicklung resorbirt werden können.

Nach der Entwicklung der Wurzeln und der grünen Theile einer Pflanze hört der atmosphärische Sauerstoff auf, unmittelbar auf das weitere Gedeihen der Pflanzen Einfluß zu haben. Er wirkt dann nur mittelbar durch die oxydirende Wirkung auf gewisse Bestandtheile des Bodens und gewisse Secretionsproducte der Wurzeln. Die Secretionen der Wurzeln, die organisch-vegetabilischen Ueberreste im Boden und die zugeführten animalischen Stoffe des Düngers werden unter Mitwirkung von Feuchtigkeit und Wärme durch den Sauerstoff in Wasser und Kohlensäure verwandelt, die von den Pflanzen durch die Wurzeln aufgezogen wird oder basische Erden auflöst und so für die Pflanzen assimilirbar macht. Aus stickstoffhaltigen thierischen Stoffen wird zugleich mit der Wasser- und Kohlensäurebildung Ammoniak entwickelt, welches ebenfalls zur Bildung gewisser Pflanzenbestandtheile erforderlich ist.

Gewisse Pflanzen oder einzelne Theile derselben ziehen jedoch auch später noch Sauerstoff aus der Luft an, was aber nur dadurch bedingt ist, daß diese

Pflanzen gewisse Bestandtheile enthalten, welche nicht mehr eigentliche lebende Theile, sondern durch den Vegetationsproceß hervorgegangene, diesem aber nicht mehr angehörende Stoffe sind, nicht mehr durch die Lebenskraft geschützt werden, sondern vielmehr dem chemischen Einfluß, der Einwirkung des Sauerstoffes, also der Verwesung unterworfen sind. Solche Stoffe sind von ätherisch-öliger, fetter oder harziger Beschaffenheit und erleiden auch außerhalb der Pflanze eine Veränderung durch Aufnahme von Sauerstoff. Auch im Herbst, wo wegen der Kürze der Tage und der niedrigern Temperatur die Pflanze nicht die zum ferneren Wachsthum erforderliche Menge von Kohlensäure absorbiren und zersetzen kann, beginnt, besonders zuerst in den Blättern eine Aufnahme von Sauerstoff oder die Verwesung, welche sich bei den einjährigen Pflanzen auf alle Theile, bei den perennirenden nur auf die Blätter wirft und sich mit der Beginnung von Gelb- oder Rothwerden der Blätter kund giebt.

Der Sauerstoff, welcher durch das Athmen der Thiere und durch die Processe des Keimens der Samen, der Verwesung und der Verbrennung organischer Körper u. s. w. der atmosphärischen Luft entzogen und in Kohlensäure verwandelt wird, durch deren Anhäufung in der atmosphärischen Luft sowohl als auch durch die Sauerstoffverminderung jene für die angeführten Processe unbrauchbar werden würde, wird durch die grünen lebensthätigen Pflanzentheile unter dem Einfluß des Sonnenlichtes der atmosphärischen Luft wieder zurückgegeben, indem, wie S. 89. angeführt, die Pflanzen während ihres Entwicklungsprocesses die umgebende Kohlensäure einathmen und aufsaugen und in Verbindung mit den Elementen das Wasser deren Kohlenstoff assimiliren, wobei eine große Quantität Sauerstoff in Freiheit gesetzt wird.

Das Sauerstoffgas wird als ein Wiederbelebungsmittel bei Scheintodten, ferner zur Darstellung des Knallgases, zur Belebung der flammenden Verbrennung, zur Bereitung wasserfreier Phosphorsäure und mancher anderer Oxyde benutzt.

Ozon. Mit diesem Namen wurde ein angeblich neuer Grundstoff bezeichnet, welcher die Ursache des nach der Entladung elektrischer Säulen, des Blitzes u. s. w. auftretenden Geruches sein sollte. Spätere Versuche widerlegten zwar die Existenz eines Grundstoffes, haben jedoch noch nicht mit Gewißheit dargethan, ob das Ozon eine bloße Modifikation des Sauerstoffes, ein in Thätigkeit begriffener Sauerstoff, oder ein Wasserstoffsuperoxyd sei. Man hat bis jetzt das Ozon außer in den angegebenen Fällen auch bei der galvanischen Wasserzersetzung, beim Schütteln leicht oxydirbarer Körper mit atmosphärischer Luft besonders unter Einfluß des Sonnenlichtes und in einigen anderen Fällen beobachtet. Es zeichnet sich durch den eigenthümlich scharfen Geruch, wodurch die Nasenschleimhäute stark gereizt werden, und durch die auffallenden Oxydationswirkungen aus. So wenig man bis jetzt die Natur des Ozons bestimmen kann, so darf man doch die Vermuthung hegen, daß es bei manchen noch unerklärlichen Oxydationsprocessen in der Natur eine wichtige Rolle spielt; das Bleichen der Pflanzenfaser in der atmosphärischen Luft mag durch sein Vorhandensein oder seine Bildung bedingt werden; vielleicht ist es auch die Ursache des Reizes, welchen frisch getrocknete Leinewand auf Wunden und Eiterungen veranlaßt.

---

2. Wasserstoff.

Hydrogenium. H = 1 oder 12,50.

Der Wasserstoff ist die brennbare Grundlage des Wassers und findet sich nie (oder nur in höchst geringer Menge in der atmosphärischen Luft) frei, sondern stets mit anderen Stoffen verbunden, wie mit $^8/_9$ Sauerstoff im Wasser, mit Kohlenstoff im feurigen Schwaden der Steinkohlenbergwerke, in der Sumpfluft, in dem Bergöl und Bergtalg, mit Stickstoff im Ammoniak, mit Schwefel in Schwefelwasserstoff, und ist ein Bestandtheil aller organischen Körper. Man erhält den Wasserstoff stets durch Zersetzung des Wassers auf chemischem oder elektrischem Wege. [5])

Der Wasserstoff ist im einfachsten Zustand elastischflüssig und heißt deßhalb Wasserstoffgas. Dieses ist permanent-elastisch, völlig farblos, von 0,0688 spec. Gewicht und daher 16 mal leichter als Sauerstoffgas oder 14 mal leichter als atmosphärische Luft, ohne Geruch und Geschmack und in Vermischung mit Sauerstoffgas athembar. Es ist nicht zündend, sondern brennbar, und verbrennt beim Zutritt der Luft entzündet mit schwachbläulicher Flamme. Das mit der $2^1/_2$ fachen Raummenge atmosphärischer Luft oder $^1/_2$ Volumen Sauerstoffgas vermengte Wasserstoffgas entzündet sich plötzlich und mit lautem Schlage, wenn das Gasgemische mit einem brennenden Körper oder mit schwammigem Platin in Berührung kommt oder wenn der electrische Funken durch dasselbe schlägt, und man nennt deßhalb ein solches Gasgemische Knallgas oder Knallluft; das Product der Verbrennung ist stets Wasser und bei atmosphärischer Luft wird hierbei reines Stickstoffgas hinterlassen. Das Wasserstoffgas entzieht in der Hitze den meisten Oxyden der schweren Metalle den Sauerstoff und läßt sich mit verschiedenen andern einfachen Stoffen verbinden. Die Verbindungen sind bei mittlerer Temperatur und unter dem gewöhnlichen Luftdruck meist gasförmig, die mit den Salzzeugern (Chlor, Brom und Jod) und Kieszeugern (Schwefel, Selen und Tellur) sind saurer Natur und heißen deßhalb Wasserstoffsäure; die mit den Erzzeugern (Phosphor, Arsen und Antimon) sind indifferenter und die mit Stickstoff ist stark alkalischer Natur.

Man wendet das Wasserstoffgas wegen seiner Leichtigkeit zur Füllung der Luftballons an, jedoch wird es bei den größeren Ballons durch das billigere Steinkohlengas ersetzt. Es dient ferner zur Füllung der electrischen oder Lichtenberg'schen und der Platin- oder Döbereiner'schen Feuerzeuge, wo es aus beiden beim Einströmen in die atmosphärische Luft durch den electrischen Funken oder Platinschwamm entzündet wird. Das Gemische des Wasserstoffgases mit $2^1/_2$ Volumen atmosphärischer Luft oder $^1/_2$ Volumen Sauerstoffgas dient zur Füllung des Knallgasgebläses, durch welches, wenn das Gasgemenge im comprimirten Zustande ausströmend angezündet wird, die intensivste Hitze hervorgerufen wird. Das Knallgas läßt sich auch zum Sprengen benutzen, da es aus weiter Entfernung mittelst zweier Drähte durch den electrischen Funken entzündet werden kann. Mit atmosphärischer Luft vermengt und ein-

geathmet, macht es die Stimme heller und reiner, verursacht aber auch Schläfrigkeit. Die Chemiker benutzen insbesondere das Wasserstoffgas zur Reduction von Metalloxyden und zu eudiometrischen Versuchen.

Die wichtigste Verbindung des Wasserstoffes ist die mit dem Sauerstoff, bekannt als

Wasser.

Dieses entsteht in allen Fällen, wenn Wasserstoffgas in Berührung mit Sauerstoff oder sauerstoffhaltigen Körpern z. B. mit den Oxyden der schweren Metalle erhitzt wird, wobei sich immer dem Raum nach 2 Volum. Wasserstoffgas mit 1 Volum. Sauerstoffgas, dem Gewicht nach 1 Th. Wasserstoff mit 8 Th. Sauerstoff verbindet. Das Wasser besteht also aus gleichen Mischungsgewichten Wasserstoff und Sauerstoff, weshalb seine Zusammensetzung durch HO, es aber auch für manche Fälle durch Aq. bezeichnet und seine Verhältnißzahl durch 9,0 ausgedrückt wird.

Das Wasser findet sich in der Natur in allen drei Aggregatzuständen, nämlich fest als Eis, Schnee, Hagel und Reif auf hohen Bergen und in den Polarzonen beständig, tropfbar flüssig in den Wolken, Bächen, Flüssen, Seen und Meeren, elastisch-flüssig als Gemengtheil der atmosphärischen Luft. Alle Pflanzen- und Thiersäfte enthalten Wasser als lösenden Körper und viele Körper des Mineralreiches dasselbe im festen Zustand.

Das Wasser kann als ein Auflösungsmittel der verschiedenartigsten Substanzen in der Natur nie rein vorkommen, da es immer mit festen oder luftartigen Körpern in Berührung kommt. Am reinsten ist das atmosphärische Wasser, Regenwasser oder Schneewasser, wenn solches bei ruhiger Witterung einige Zeit nach dem Beginn des Regens gesammelt wird, wo es nur atmosphärische Luft enthält; ihm nähert sich das Flußwasser, welches jedoch neben atmosphärischer Luft schon eine geringe Menge feuerbeständiger Stoffe enthält. Beide Arten des Wassers, wenn sie in gehöriger Menge vorhanden, eignen sich vorzüglich zum Waschen, aber auch zu jedem technischen Zweck und sind mit wenigen Ausnahmen, wie z. B. bei der Türkisch-Rothfärberei, den

übrigen Wasserarten vorzuziehen. Reicher an feuerbeständigen Substanzen ist das Quell- und Brunnenwasser, welches wegen seines Gehalts an Kohlensäure und Kalksalzen sich durch einen erfrischenden Geschmack auszeichnet und deßhalb zum Trinken benutzt wird, mitunter aber so reich an Kalksalzen ist, daß es nicht zum Waschen und zum Kochen von Hülsenfrüchten benutzt werden kann. Ist ein Wasser durch einen besonderen Geschmack oder Geruch ausgezeichnet und zugleich mit Heilkräften begabt, so wird es Mineralwasser genannt, von denen man nach ihren vorherrschenden Bestandtheilen Eisenwässer, Schwefelwässer, salinische (kochsalzhaltige, glaubersalzhaltige, bittersalzhaltige, alkalische) Wässer und Säuerlinge (wegen ihres großen Gehaltes an freier Kohlensäure) unterscheidet. Das Teichwasser und Landseewasser bildet sich durch Ansammlung von Quellwasser, hat daher dessen Bestandtheile und enthält zugleich in Verwesung begriffene organische Stoffe. Auch das Sumpf- und Moorwasser hat ähnliche Bestandtheile. Das Meerwasser zeichnet sich durch die reichliche Menge von Kochsalz und anderen diesem ähnlichen Verbindungen aus, hat einen bitterlich-salzigen und widerlichen Geschmack und eignet sich deßhalb nicht zum Trinken, wie es überhaupt nur zu wenigen Zwecken benutzt werden kann. Die Ermittlung der Bestandtheile der Quell- und anderen ähnlichen Wässer ist für manche Fälle von großer Wichtigkeit und Gegenstand der analytischen Chemie.[6])

Die von dem Wasser aufgelösten Stoffe lassen sich vollständig nur durch fractionirte Destillation, einige auch durch chemische Agentien entfernen und übelriechendes und schmeckendes, fauliges Wasser durch Behandlung mit Kohle schmackhaft und geruchlos machen.[7])

Das reine Wasser ist farb-, geruch- und geschmacklos; seine größte Dichtigkeit liegt bei + 4° C., wo ein rheinl. Duodec.-Kubikzoll 288 Gran (Nürnb. Med.-Gew.) wiegt; ein preuß. Kubikfuß Wasser von + 18,75° C. wiegt genau 66 Pfund preuß. und 1 Kubikzoll $1\frac{2}{9}$ Loth. Es dient als Einheit bei der Bestimmung des specif. Gewichts aller übrigen flüssigen und festen Körper. Unter + 4° wird das Wasser weniger schwer und bei 0 bis — 10° C. verwandelt es sich in Eis, welches im luftfreien Zustande von 0,94, gewöhnlich (wegen eingeschlossener Luftblasen) aber von 0,92 bis 0,91 specif. Gewicht ist, wodurch es erklärlich wird, weßhalb eingeschlossenes gefrierendes Wasser die

stärksten Gefäße zersprengen kann und, was von besonderer Wichtigkeit ist, Gesteine zerklüftet und so für die Einwirkung der Atmosphärilien zugänglicher und dadurch zur Nahrung von Pflanzen tauglich macht. Unter gewissen Umständen krystallisirt das Wasser beim Gefrieren, wie z. B. Flußwasser in Nadeln, welche sich an feste Körper festsetzen (Grundeis), aus der Atmosphäre sich verdichtendes Wasser in sehr regelmäßigen sechsseitigen Säulen. Beim Schmelzen des Eises wird eine große Menge Wärme gebunden (vergl. S. 25).

Von + 4,1° C. an dehnt sich das Wasser ungleichförmig bis zu seinem Siedpunkte, welcher bei einem Druck von 28 Zoll Quecksilberhöhe bei 100° C. oder 80° R. liegt, fortwährend aus und verwandelt sich beim fortgesetzten Sieden vollständig in Gas, welches einen 1700 mal größern Raum als das Wasser einnimmt, von 0,62 specif. Gewicht (atmosphärische Luft von + 100° = 1,0) ist und so viel Wärme gebunden enthält, daß 1 Gew.-Th. desselben 5,3 Th. eiskaltes Wasser bis zum Siedpunkt erhitzt, worauf die Dampfkochung beruht. Das Wassergas läßt sich ohne irgend eine Veränderung, jedoch mit allmäliger Steigerung, bis zu jedem beliebigen höheren Temperaturgrade erhitzen, wodurch auch die Spannkraft seines Dampfes gesteigert wird und es nun als bewegende Kraft (Dampfmaschinen) benutzt werden kann.

Geht das Wassergas in kalte Luft über, so verdichtet es sich durch theilweise Wärmeentziehung zu Dunstbläschen, wie sie sich im Wasserdampf, in noch größeren Massen vereinigt als Wolken und Nebel darstellen; ist die Temperatur der Luft nur 0° oder noch niedriger, so vereinigen sich die Dampfbläschen zu Schnee, welcher bei ruhiger Luft häufig als sechsgliedriges Krystallskelett, als Schneestern, niederfällt. Verdichtet sich das Wassergas an festen Körpern, so wird es je nach der Temperatur des festen Körpers flüssig als Wasserbeschlag und Thau, oder fest als Reif.

Das Wasser ist mit einer großen Zahl von Flüssigkeiten, wie z. B. mit Weingeist zu Branntwein, mit Essigsäure zu Essig mischbar und kann sehr viele feste Körper so in sich aufnehmen, daß es seine Beweglichkeit nicht verliert, aber auch die einzelnen Theile des festen Körpers nicht mehr erkannt werden können, daß überhaupt eine vollkommen gleichartige und, bei farbigen Körpern mitunter aber nur in dünnen Lagen durchsichtige Flüssigkeit gebildet wird. Eine solche Veränderung eines festen oder auch flüssigen oder gasför-

migen Körpers ist durch das capillare Verhalten derselben gegen Wasser (oder auch gegen andere Flüssigkeiten) bedingt und wird die Lösung genannt; Flüssige Körper vermag das Wasser mitunter in jedem Verhältniß zu lösen, während die Löslichkeit der festen Körper in Wasser durch die stattfindende Temperatur bestimmt wird, wo der Sättigungspunkt eintritt, das Wasser aber fähig bleibt, noch zweite, dritte u. s. w. Körper in immer geringer werdenden Mengen aufzulösen. Die lösende Kraft des Wassers wird meist mit der Steigerung der Temperatur erhöht und nur wenige Körper, wie z. B. Kochsalz zeigen eine gleiche Löslichkeit in kaltem und heißem Wasser oder, wie z. B. der Kalk, sind in kaltem Wasser mehr löslich als in heißem. Durch die Lösung der festen Stoffe erhält das Wasser ein verändertes Verhalten gegen die Wärme, indem es dann erst bei einer niedrigern Temperatur als bei 0° fest wird, und einen höhern Siedpunkt erhält, der um so höher liegt, je mehr das Wasser von dem festen Körper gelöst enthält. Beim Festwerden der Lösungen durch Temperaturerniedrigung scheidet sich immer zuerst ein großer Theil des Wassers als Eis ab und man erhält concentrirtere Lösungen, was z. B. in den nördlichen Ländern zur Gewinnung des Salzes aus dem Meerwasser von Wichtigkeit ist, indem dadurch eine große Ersparniß von Heizmaterial erzielt wird; auch Essig, Wein und Bier werden bei niedriger Temperatur nur zum Theil fest und hinterlassen stark mit Essigsäure oder Weingeist geschwängerte Flüssigkeiten. Man benutzt das Kochsalz in Wasser geworfen, um einerseits dasselbe gegen das zu leichte Gefrieren zu schützen, anderseits aber dasselbe für das Abkochen gewisser Gegenstände heißer machen zu können oder auf hoch gelegenen Punkten seinen Siedepunkt auf den normalen zu bringen.

In der Wärme gesättigte Lösungen gewisser Stoffe in Wasser haben die Eigenschaft, beim Erkalten einen mehr oder minder großen Theil des aufgelösten Körpers in regelmäßigen Formen, in Krystallen, abzuscheiden und eine für den jedesmaligen Abkühlungspunkt gesättigte Lösung, die Mutterlauge, zu hinterlassen. Je langsamer die Abkühlung stattfindet, um so regelmäßiger findet das Festwerden, die Krystallisation, statt. Ist eine Lösung nicht gesättigt, so entfernt man einen Theil des Wassers durch Verdampfen, was das Concentriren einer Lösung genannt wird. Das Verdampfen selbst wird durch Einwirkung von Wärme, oder durch Aussetzen an die Luft

oder endlich im luftleeren oder luftverdünnten Raume erzielt. Bei der Bildung größerer Krystalle werden von den Höhlen und Klüftungen derselben nicht selten geringe Mengen der Mutterlauge mit eingeschlossen, was die Ursache ist, daß derartige Krystalle beim Erwärmen zerknistern oder decrepetiren, weßhalb die eingeschlossene Lauge auch das Decrepitationswasser genannt wird. Man beseitigt dieses Eingehen der Mutterlauge in die Krystalle, welche bei gemischten Lösungen gewöhnlich meist den zweiten oder dritten Körper gelöst enthält und so eine Verunreinigung der Krystalle veranlaßt, durch Umrühren während der Abkühlung in den meisten Fällen, indem sich hierbei wegen gestörter Ruhe nur kleine Krystalle bilden können, wie z. B. bei der Raffination des Salpeters, des Zuckers u. s. w.

Die Lösungen flüssiger Körperin Wasser lassen sich durch den Einfluß der Wärme wieder trennen, indem bei verschiedenem Siedepunkt der gelösten Flüssigkeit und des Wassers entweder die eine oder das andere vorerst in Dampf verwandelt wird; so geht bei der Erhitzung des Branntweins zuerst der Weingeist weg, da dieser bei einer niedrigern Temperatur siedet, bei der Erhitzung des schwefelsauren Wassers, wie man es bei der Verbrennung des Schwefels in den Bleikammern erhält, aber erst das Wasser weg, indem eine Schwefelsäureverbindung mit Wasser zurückbleibt, die sich erst bei einer weit höheren Temperatur in Dampf verwandelt.

Die Lösungen der gasförmigen Stoffe in Wasser werden sowohl durch erhöhte, als auch durch niedrige Temperatur, theilweise auch durch die Berührung mit rauhen Körpern (Schäumen des Selterwassers oder ausgebrausten Champagnerweins bei Berührung mit Zucker, Sand u. s. w.) aufgehoben.

Das Wasser verhält sich chemisch ganz neutral, verbindet sich aber mit verschiedenen Körpern, namentlich mit Basen und Säuren in bestimmten Verhältnissen und bedingt sogar das Bestehen mancher Verbindungen, wie z. B. der Salpetersäure, welche nur in Verbindung mit Wasser bestehen kann. Man nennt das chemisch gebundene Wasser das Hydratwasser und die Verbindungen selbst Hydrate. Das Hydratwasser bedingt meist eine Abänderung der Farbe; so ist das Eisenoxyd roth, sein Hydrat aber gelb, das Bleioxyd gelb, sein Hydrat weiß, das Kupferoxyd schwarz, sein Hydrat blau u. s. w. Von den Säuren insbesondere wird das Hydratwasser sehr fest gebunden, so

daß es ihnen nicht durch Wärme, sondern nur erst durch die stärkere Verwandtschaft einer Basis entzogen werden kann. Die Basen entlassen, mit Ausnahme der reinen Alkalien, ihr Hydratwasser bei mehr oder weniger erhöhter Temperatur, einige sogar schon bei der Temperatur des kochenden Wassers.

Von dem Hydratwasser unterscheidet sich das Krystallwasser, welches viele Salze und mehrere andere Körper beim Krystallisiren in sich und in bestimmten Verhältnissen aufnehmen und das meist die Form, mitunter auch die Farbe der Salze bedingt, dadurch, daß das letztere nicht sehr fest gebunden ist, sondern häufig schon bei trockner Luft oder bei 100° entweicht und hierbei ein Zerfallen oder Verwittern der zurückbleibenden wasserfreien Verbindung veranlaßt wird.

Durch das Wasser werden eine große Anzahl von chemischen Erscheinungen, von Verbindungen oder Zersetzungen veranlaßt, indem es den einen oder andern Körper in denjenigen Zustand, bei welchem die chemische Action möglich, nämlich in die Lösung überführt oder auch als Lösungsmittel für eine neue Verbindung dient; so kann man z. B. trockne Weinsteinsäure mit trocknem kohlensauren Natron zusammenreiben, ohne daß eine gegenseitige Einwirkung stattfindet, während bei Gegenwart von Wasser sogleich die Zersetzung des kohlensauren Natrons eintritt; Silber wird von concentrirter Salpetersäure nicht oxydirt und gelöst, während durch wäßrige Salpetersäure die Oxydation und Lösung sogleich eingeleitet wird, indem das Product der Einwirkung beider Körper auf einander, das salpetersaure Silberoxyd, sich in dem vorhandenen Wasser lösen kann. In einigen Fällen ist die chemische Action aber durch die Zersetzung des Wassers selbst bedingt; so verursacht concentrirte Schwefelsäure auf Zink gegossen nur wenig chemische Action, während bei Zusatz von Wasser ein heftiges Aufbrausen stattfindet, indem nun die Säure das Zink bestimmt, sich mit dem Sauerstoff des Wassers zu Zinkoxyd zu verbinden, welches mit der Schwefelsäure das schwefelsaure Zinkoxyd bildet, der Wasserstoff des Wassers aber, da er keinen Körper vorfindet, mit dem er sich verbinden könnte, in Gasform entweicht.

Das Wasser ist für das Leben aller organisirten Körper, aller Pflanzen und Thiere ganz unentbehrlich, denn es vermittelt, da es alle Theile durchdringt und diese in die innigste wechselseitige Berührung bringt, durch welche

nur die chemische Wechselwirkung möglich, in vielen Fällen nur durch seine Gegenwart die im Innern des Organismus vorgehenden, mit dem Lebensacte innig zusammenhängenden chemischen Processe. Außerdem ist es aber noch die wichtigste Quelle, woraus die Pflanzen ihren Wasserstoff und zum Theil ihren Sauerstoff beziehen. Der im Vegetationsproceß aus der Kohlensäure abgeschiedene Kohlenstoff assimilirt sich mit dem Wasser oder dessen Elementen und die vorwaltendsten Bestandtheile der Pflanzen, der Faserstoff, das Stärkmehl, das Gummi und der Zucker lassen sich als Verbindungen des Kohlenstoffes mit weniger oder mehr Wasser, als Kohlenstoffhydrate betrachten. Chemisch lassen sich ebenfalls solche Assimilationen des Wassers oder dessen Elemente einleiten, wie z. B. Faserstoff oder Stärkmehl durch chemische Bindung der Wasserelemente in Gummi und Zucker verwandelt werden kann, der Harnstoff in Berührung mit Wasser in Kohlensäure und Ammoniak zerfällt, indem der Sauerstoff des Wassers zur Bildung der Kohlensäure, der Wasserstoff aber zu der des Ammoniaks dient u. s. w.

Aber auch als Lösungsmittel ist das Wasser für das Gedeihen der Pflanzen ganz unentbehrlich, da diese zu ihrem Gedeihen außer atmosphärischer Luft, Kohlensäure und Wasser noch vieler andern Stoffe bedürfen, die sie aus dem Boden nur unter Gegenwart von Wasser, welches auf die erforderlichen Stoffe lösend wirkt und sie so zur Assimilation geeignet macht, ziehen können. Durch die gleichzeitige Gegenwart der Kohlensäure werden auch die kohlensauren Erden in den löslichen Zustand und so in den Pflanzenorganismus übergeführt.

---

3. Stickstoff.

Nitrogenium s. Azotum; N oder Az. = 14,0 oder 175,0.

Der Stickstoff ist als Gas ein Gemengtheil (zu $^4/_5$ dem Raum nach) der atmosphärischen Luft und ein Bestandtheil der Salpetersäure, des Ammoniaks und vieler organischen, besonders thierischer Stoffe. Er läßt sich so wohl aus der Luft, als auch aus vielen seiner Verbindungen abscheiden.[8])

Der Stickstoff ist im isolirten Zustande elastisch-flüssig und heißt deßhalb Stickstoffgas; dieses ist permanent-elastisch, farb-, geruch- und geschmack-

los und 14 mal schwerer als Wasserstoffgas oder (atmosphärische Luft = 1,0) von 0,976 specif. Gewicht. Es verursacht, für sich eingeathmet, plötzliche Erstickung, woher es auch seinen Namen hat, ist aber in Vermischung mit Sauerstoffgas nicht schädlich, da es beim Athmen und Schlucken beständig in großen Mengen der Lunge und dem Magen zugeführt wird. Es ist ganz indifferenter Natur, d. h. weder zündend noch brennbar, kann sich jedoch unter gewissen Umständen mit Sauerstoff und Wasserstoff (auch mit mehrern andern Körpern) verbinden; die Verbindungen sind jedoch sämmtlich leicht und oft unter heftiger Explosion zersetzbar.

Das Stickstoffgas scheint nur zur Erhaltung des stetigen Gleichgewichts der Erde zu dienen und seine Wirksamkeit darauf zu beruhen, daß es durch die Verdünnung des Sauerstoffgases in der atmosphärischen Luft dessen Wirkung mildert, indem das Athmen in reinem Sauerstoffgas für die Dauer auf den thierischen Organismus nachtheilig wirkt und wenn die atmosphärische Luft nur aus Sauerstoffgas bestände, Verbrennungsprocesse sich leicht auf alle organische Wesen verbreiten könnten. Für das Pflanzenleben scheint das Stickstoffgas unwesentlich und der Stickstoffgehalt einzelner Pflanzenbestandtheile nur durch die Assimilation von Ammoniak bedingt zu sein; aus der Pflanzenwelt wird der Stickstoff unmittelbar, wie bei den grasfressenden Thieren, oder mittelbar, wie bei den fleischfressenden Thieren in den thierischen Organismus übergeführt.

Der Stickstoff verbindet sich mit dem Sauerstoff in fünf verschiedenen Verhältnissen, nämlich

1 Vol. od.	14 Gew.-Th. Stickst. u.	½ Vol. od	8 Gew.-Th. Sauerst. zu	1 Vol. od.	22 Gew.-Th.	Stickstoffoxydul,
1 „ „	14 „ „ „	1 „ „	16 „ „ „	2 „ „	30 „	Stickstoffoxyd,
1 „ „	14 „ „ „	1½ „ „	24 „ „ „	– „ „	38 „	Salptrg. Säure,
1 „ „	14 „ „ „	2 „ „	32 „ „ „	– „ „	46 „	Untersalpeters.,
1 „ „	14 „ „ „	2½ „ „	40 „ „ „	– „ „	54 „	Salpetersäure.

Von diesen Oxydationsstufen des Stickstoffes ist besonders wichtig die

Salpetersäure.

Diese besteht aus 1 Mischungsgewicht Stickstoff und 5 Mischungsgewichten Sauerstoff, weßhalb sie mit NO_5 bezeichnet wird; Mischungsgewicht = 54,0.

Die Salpetersäure entsteht beim anhaltenden oder starken Electrisiren der feuchten atmosphärischen Luft und beim Verwesen stickstoffhaltiger organischer Körper in Berührung mit Kalk oder andern basischen Körpern. Sie wird in Verbindung mit Wasser aus den salpetersauren Salzen durch Erhitzen mit Schwefelsäure dargestellt.[9])

Die Salpetersäure kann bloß in Verbindung mit Wasser, als Salpetersäurehydrat (NO_5,HO) bestehen, welches farblos, gewöhnlich aber durch den Einfluß des Lichtes mehr oder weniger gelblich, von eigenthümlichem Geruch und ätzend saurem Geschmack ist und als solches höchst giftig wirkt; es ist von 1,52 specif. Gewicht und siedet schon bei + 86°; es zieht Wasser an, wodurch der Siedepunkt erhöht wird und bei 46% Wassergehalt (=NO_5, 5HO) auf + 123° steigt, bei mehr Wasserzusatz aber wieder sinkt.

Die Salpetersäure färbt Pflanzen- und Thierstoffe gelb und oxydirt unter theilweiser oder gänzlicher Zersetzung die meisten Substanzen. Sie bildet mit den basischen Oxyden die salpetersauren Salze, welche fast sämmtlich leicht im Wasser löslich sind und im neutralen Zustand auf 1 Aequiv. Sauerstoff der Basis 5 Aequiv. Sauerstoff der Säure enthalten; sie verpuffen in Berührung mit brennbaren Substanzen beim Erhitzen (Schießpulver) und entwickeln in Berührung mit concentrirter Schwefelsäure gelbrothe Dämpfe.

Die Salpetersäure wird als Oxydations- und Auflösungsmittel vieler Metalle, zur Reinigung des Goldes und Platins von dem in ihr löslichen Metallen, zum Aetzen auf Kupfer- und Steinplatten, zum Gelbfärben der Seide und anderer Stoffe gewöhnlich im verdünnten Zustand, wie sie im Handel als Scheidewasser (abgeleitet von seiner Anwendung zur Abscheidung des Silbers von Gold) vorkommt, benutzt. Auch dient sie in Dampfform zur Zerstörung von Contagien und als Schutzmittel bei Epidemien und sonst noch medicinisch äußerlich bei manchen Hautkrankheiten und innerlich, aber in sehr verdünntem Zustande, bei fauligem und nervösem Fieber. Für die Vegetation scheint die Salpetersäure nicht von besonderem Einfluß zu sein, und es ist nicht wahrscheinlich, daß sie ein Aequivalent für das Ammoniak ist, da sie sich bei weitem weniger den organischen Formen anpaßt, als letzteres. Aus diesem Grunde muß man Düngstoffe immer mehr denjenigen Verhältnissen zu unterwerfen

suchen, wodurch die Ammoniakbildung begünstigt wird, und sie deßhalb der Fäulniß für sich überlassen.

Wird die Salpetersäure mit einem leicht oxydirbaren Metall oder irgend einem anderen oxydirbaren Körper in Berührung gebracht, so tritt sie an diese $^3/_5$ ihres Sauerstoffes ab und verwandelt sich in Stickstoffoxydgas (NO_2). Dieses ist permanent-elastisch, löst sich in sehr reichlicher Menge in Eisenvitriollösung, ist nicht athembar, unterhält das Verbrennen stark erhitzter Kohle und brennenden Phosphors, und zeichnet sich besonders dadurch aus, daß es in Berührung mit atmosphärischer Luft oder Sauerstoffgas noch halb so viel Sauerstoff, als es bereits enthält, aufnimmt und sich in salpetrige Säure (NO_3) verwandelt. Diese bildet bei gewöhnlicher Temperatur ein braunrothes Gas, welches sich bei niedriger Temperatur zu einer farblosen, in höherer Temperatur grasgrünen Flüssigkeit verdichten läßt; sie zerfällt bei Berührung mit Wasser und wäßrigen Alkalien in Stickstoffoxyd und Salpetersäure, und ist insbesondere deßhalb von großem technischen Interesse, daß sie an schwefelige Säure bei Gegenwart von Wasser $^1/_3$ ihres Sauerstoffes abgiebt und diese in Schwefelsäure verwandelt, sie aber selbst den verlorenen Sauerstoff bei Zutritt der atmosphärischen Luft wieder anzieht und so fortwährend neue Quantitäten schwefeliger Säure in Schwefelsäure verwandeln kann. Sie verbindet sich ferner mit Salpetersäure zu einer braunrothen rauchenden Flüssigkeit, rothe rauchende Salpetersäure, welche aus Salpeter durch unzureichende Schwefelsäure gewonnen und wegen ihrer leichteren Zersetzbarkeit als eins der kräftigsten Oxydationsmittel benutzt wird. Mit Wasser vermischt entwickelt sie Stickstoffoxydgas, und wird dadurch erst grün, dann bläulich und zuletzt farblos.

Wird das Stickstoffoxydgas mit feuchtem Eisen oder Zinkspänen in Berührung gesetzt, so entläßt es an diese die Hälfte des Sauerstoffes und wird in Stickstoffoxydulgas (NO) verwandelt. Dieses ist farblos, läßt sich durch starken Druck und Abkühlung in den tropfbarflüssigen Zustand überführen, hat einen schwachen Geruch und süßlichen Geschmack, wirkt berauschend (deßhalb auch Lustgas benannt) und unterhält lebhaft das Verbrennen angezündeter Substanzen. Es wird als erheiterndes, berauschendes Mittel angewendet und zu diesem Zwecke am besten durch vorsichtiges Erhitzen von reinem salpetersaurem

Ammoniak, welches dabei nur in Wasser und Stickstoffoxydulgas zerfällt ($NH_4O,NO_5 = 4HO + 2NO$), dargestellt.

Der Stickstoff kann sich auch mit dem Wasserstoff in mehreren Verhältnissen verbinden, aber nur eine der Verbindungen ist von allgemeinem Interesse, nämlich das

Ammoniak.

Das Ammoniak bildet sich, wenn Stickstoff und Wasserstoff im Moment ihres Freiwerdens, z. B. beim Erhitzen eines Gemenges von Salpeter und Kalihydrat mit sehr viel Eisenfeile, zusammentreffen, beim anhaltenden oder starken Electrisiren feuchter atmosphärischer Luft in Verbindung mit Salpetersäure, bei mehreren Oxydationsprocessen unter Mitwirkung von atmosphärischer Luft und Feuchtigkeit, wie beim Rosten des Eisens u. s. w., in der größten Menge aber bei der Fäulniß oder bei der trocknen Destillation stickstoffhaltiger organischer Körper; auch in dem Keimungsproceß wird Ammoniak gebildet und dieses von der entstehenden Pflanze assimilirt. In allen diesen Fällen treten immer 1 Vol. Stickstoffgas und 3 Vol. Wasserstoffgas zu 2 Vol. Ammoniakgas oder 14 Gewichtsth. Stickstoff und 3 Gewichtsth. Wasserstoff zu Ammoniak zusammen. Dieses besteht also aus 1 Mischungsgewicht Stickstoff und 3 Mischungsgewichten Wasserstoff, und wird durch NH_3 und seine Verhältnißzahl durch 17,0 ausgedrückt.

Das Ammoniak ist auch ein Product des Vegetations- und Lebensprocesses und findet sich in vielen Pflanzen und den meisten flüssigen und festen Secretionen und Excretionen des thierischen Körpers, wie z. B. mit Phosphorsäure im Harn; auch findet es sich im Mineralreich mit den Elementen der Salzsäure verbunden im Salmiak, aus welchen es, er mag natürlich oder künstlich gebildet sein, durch Erhitzen mit einer starken Basis gewonnen wird [10]).

Das Ammoniak ist farblos und gasförmig, von 0,59 specif. Gewicht und wird durch starken Druck tropfbarflüssig; es hat einen scharfen laugenhaften Geruch und wird in großer Menge von Wasser (1 Raumtheil Wasser von 0° nimmt 670 Raumtheile oder dem Gewichte nach 32½ Proc. Ammoniakgas auf) absorbirt. Diese Lösung, bekannt als Ammoniakwasser oder Sal-

miakgeist, hat den Geruch des Gases und gleichen Geschmack, und siedet schon bei 10°; der Siedepunkt steigt mit dem Entweichen des Ammoniaks bis auf 100°, wo alles Ammoniak ausgetrieben ist. Das Ammoniak verhält sich gegen die Wasserstoffsäuren und bei Gegenwart von Wasser auch gegen die Sauerstoffsäuren wie ein basisches Oxyd, deren hervorragendste Eigenschaft, die alkalische Reaction, ihm auch zukommt; es wird deßhalb in seinen Verbindungen bei den Metallen unter „Ammonium" S. 309 ff. beschrieben.

Das Ammoniak wird in Gasform nur als Riechmittel und zur Erkennung flüchtiger Säuren, welche bei Annäherung desselben weiße Nebel, das Product der Salzbildung, erzeugen, auch mitunter zur Reinhaltung der Luft von schädlichen Dämpfen, wie von Chlorgas, Blausäuredampf u. s. w. benutzt. Eine große Anwendung findet es in seiner wäßrigen Lösung in der technischen und analytischen Chemie als Fällungs- und Erkennungsmittel vieler Oxyde, in der Färberei zum Reinigen wollener und seidener Zeuge von Schweiß und fettigen Theilen, zum Waschen der Wolle (hier im unreinen Zustande, wie es beim Faulen des Harns und zum Theil mit Kohlensäure verbunden erhalten wird), zum Vertilgen von Säureflecken in farbigen Kleidungsstücken u. s. w. Auch wird es als innerliches und besonders als äußerliches Heilmittel vielfach benutzt.

Für die Vegetation ist das Ammoniak von besonderem Einfluß, da es die einzige Quelle zu sein scheint, durch welche der Stickstoff den Pflanzen zugeführt und zur Bildung der vegetabilischen Nahrungsmittel, des Albumins, Fibrins, Caseins u. s. w. verwendet wird. Das Ammoniak wird den Pflanzen durch den porösen Ackerboden, von welchem es in großer Menge absorbirt wird, durch das Regenwasser, welches es aus der Luft mit niederreißt, und durch die thierischen Düngungsmittel zugeführt, jedoch ist es noch unbekannt, in welcher Weise es assimilirt wird.

Amid (NH_2) ist ein noch nicht isolirter Stoff, welcher in seinen Verbindungen den nichtmetallischen Elementen gleicht und manche derselben, wie Sauerstoff, Chlor, Schwefel u. s. w. vertreten kann. Das Amid spielt besonders bei den organischen Verbindungen eine große Rolle, was auch von dem ebenfalls noch nicht isolirten Imid (NH) gilt; ein Weiteres ist in der zweiten Abtheilung zu ersehen.

Anhang.

Von der atmosphärischen Luft.

Unser Erdball ist von einer durchsichtigen, farblosen, luftigen Hülle umgeben, welche demselben vermöge ihrer eigenen Schwere in allen ihren Bewegungen folgt, deßhalb nur einen Weltkörper mit ihr ausmacht und atmosphärische Luft oder auch im Allgemeinen Luft genannt wird.

Die Luft ist kein einfacher, aber auch kein zusammengesetzter Körper, sondern ein Gemenge von Stickstoffgas und Sauerstoffgas im Verhältniß von 79 : 21 dem Raum oder 70 : 30 dem Gewichte nach, und enthält noch stets etwa $1/_{2000}$ Kohlensäuregas und je nach der Temperatur veränderliche Mengen von Wassergas. Die Ermittlung der Bestandtheile der Luft ist Gegenstand der Eudiometrie [11]).

Die Luft besitzt, wie jede Gasart, Ausdehnsamkeit und dringt deßhalb in alle hohle Räume, in die Tiefe der Erde, in die Pflanzen und Thiere; ihrer Ausdehnsamkeit setzt sich aber ihre Schwere entgegen, so daß sie sich nicht ins Unendliche ausdehnen kann, sondern in einer gewissen Höhe, die aber bei dem Aequatorialdurchmesser bedeutender ist, als bei dem Polardurchmesser, begrenzt ist, und im Mittel gegen 10 geogr. Meilen beträgt. Durch ihre Schwere übt die Luft auf die Erdoberfläche und alle darauf befindlichen Gegenstände einen Druck aus, welcher für jeden Quadratfuß der Erdoberfläche über 2200 Pfund beträgt und mit der Höhe abnimmt. Der Druck selbst wird durch das Barometer gemessen, indem er die darin befindliche Quecksilbersäule mehr oder weniger hoch hinaufdrückt. Je geringer der Luftdruck ist, um so mehr dehnt sich ein durch Wasser oder eine andere Flüssigkeit abgesperrtes Volumen irgend einer Luft aus, und je stärker der Druck ist, um so mehr wird das Gasvolumen vermindert; kurz gesagt, das Volumen, welches eine Luftart einnimmt, steht im umgekehrten Verhältniß zu dem Druck, dem sie ausgesetzt ist (Mariotte'sches Gesetz), ein Gesetz, welches für alle permanent-elastischen Körper gilt.

Die Luft wirkt aber nicht allein durch ihre Schwere, sondern auch durch ihre Bestandtheile, durch das Sauerstoffgas, die Kohlensäure und das Wasser, und durch ihre Bewegung und den Wechsel in ihrer Temperatur auf alle Körper unserer Erde und ist demnach bei den mannichfachen chemischen Processen

theils förderlich, theils nachtheilig. Aus dem beim Sauerstoff und Wasser Angeführten geht hervor, welchen Einfluß sie für das Leben und die Vegetation hat, daß beide ohne sie nicht bestehen können; durch die Kohlensäure wird sie die Ernährerin der Pflanzenwelt (vergl. auch S. 89—91).

Die Luft verhält sich, wie überhaupt alle Gasarten und Dämpfe, gegen andere Luftarten wie ein leerer Raum, d. h. sie wird von denselben bei ihrem Auftreten gleichmäßig durchdrungen. Im freien Raume werden derartige Dämpfe und Gasarten vertheilt und von der Erde absorbirt, so daß sie unschädlich gemacht werden. Nur bei größerer Anhäufung, wie z. B. der Miasmen, oder bei eingeschlossenen Räumen können derartige fremde Beimengungen der atmosphärischen Luft für das Leben der Thiere und Gedeihen der Pflanzen nachtheilig werden und ihre Beseitigung muß Gegenstand der Gesundheitspolizei sein [12]).

---

4. Kohlenstoff.

Carbonium C = 6,0 oder 75,0.

Der Kohlenstoff ist die Grundlage aller organischen Körper und kommt natürlich vor

1) durchsichtig und krystallisirt als Diamant, welcher schon in den frühesten Zeiten wegen seiner Härte, des ungemeinen Glanzes und seiner lichtbrechenden Kraft die Aufmerksamkeit aller Völker auf sich gezogen hat und, wie heute noch, zum kostbarsten Edelstein erhoben wurde; er ist von 4,0 specif. Gewicht, und so hart, daß er alle übrigen Körper ritzt. Er erhält seinen besonderen Werth erst durch Schleifen, was durch gestoßene Diamanten selbst geschehen muß, und bekommt dadurch regelmäßige, ebene Flächen, Facetten; kleinere heißen Brillanten, größere Solitaire, welche entweder frei, a jour, in Silber gefaßt werden, oder eine schwarze Unterlage, Folie, erhalten, wenn sie zum Schmuck verarbeitet werden. Kleinere, scharfkantige Diamanten dienen zum Sprengen des Glases.

Der Diamant findet sich im Schuttsande Ostindiens, Südamerikas und des Urals und im Treibsand der dortigen Flüsse. Der Werth des Diamanten ist abhängig von seiner größeren und geringeren Farblosigkeit, Klarheit, Durch-

sichtigkeit und Fehlerlosigkeit und steigt mit dem Gewichte; rohe, kleine, aber noch zum Schleifen geeignete Diamanten kosten ungefähr 13 Thaler; so wie sie aber über einen Karat schwer sind, wird das Gewicht quadrirt und mit jenem Preise multiplicirt, so daß z. B. ein 3karatiger Diamant $3 \times 3 \times 13 = 117$ Thaler kosten würde. Von brillant geschliffenen Diamanten wird, wenn sie mehr als 1 Karat wiegen, das Quadrat des Gewichtes mit 50 Thaler multiplicirt und bei größeren Diamanten wird auch darüber berechnet, so daß ein Brillant von 5 Karat zu 13—1600 Thaler berechnet wird. Der größte Diamant, 779 Karat schwer und zu $\frac{1}{2}$ Million Pfd. Sterl. geschätzt, besitzt der Großmogul, den reinsten und schönsten, 186 Karat schweren und nebst einem anderen ähnlichen, nur 146 Karat schweren, auf einen Werth von 1 Million Pfd. Sterl. geschätzten, der Schach von Persien.

2) Schwarz und metallisch glänzend findet sich der Kohlenstoff als Graphit oder Reißblei und als Anthracit. Der erstere ist fast reiner Kohlenstoff, weich und stark abfärbend, und enthält etwas Eisen, was ihm durch Digestion mit Salzsäure entzogen werden kann. Der beste findet sich in England und wird mit Schwefelantimon vermischt zur Anfertigung der Bleistifte und für sich und mit Fett vermischt zum Einschmieren der Getriebe verschiedener Räderwerke und Maschinen benutzt. Geringere, unreine Sorten des Graphites dienen zur Verfertigung der Passauer Schmelztiegel und zum Anstreichen von Eisenwaaren, um sie gegen den Rost zu schützen und ihnen einen tiefen, schönen Metallglanz zu ertheilen. Künstlich wird der Graphit beim Schmelzen des Gußeisens mit Kohle und beim Glühen des Stabeisens in Kohlenwasserstoffgas erzeugt. Der Anthracit wird da, wo er in größeren Massen vorkommt, als Brennmaterial benutzt.

3) Mit mehr oder weniger Wasserstoff verbunden, zum Theil auch mit erdigen Stoffen verunreinigt findet sich der Kohlenstoff in den Steinkohlen, Braunkohlen und Torf, so wie im Bergtalg und im Bergöl. Diese Stoffe dienen theils als Heiz-, theils als Leuchtmaterial. Auch die Sumpfluft und der feurige Schwaden der Steinkohlenflötze sind mit Wasserstoff verbundener Kohlenstoff, aber erst neuere Bildungsproducte.

4) Mit Sauerstoff verbunden findet sich der Kohlenstoff 1) in der Kohlensäure, welche theils frei an gewissen Stellen unserer Erdoberfläche hervorkommt,

theils in Wasser gelöst, theils aber und in größter Menge den aciden Bestandtheil verschiedener Gesteine und Gebirgsarten ausmacht; 2) als Honigsteinsäure in einem sehr seltenen Mineral, dem Honigsteine, und 3) als Oxalsäure, an Eisen gebunden, im Humboldit; letztere ist auch ein Bestandtheil verschiedener Pflanzen, namentlich aus der Gattung Rumex.

Die Pflanzen- oder Holzkohle, wie solche durch Verkohlung des Holzes gewonnen wird [13]), hat meist die Form des ursprünglichen Körpers und ist schwarz. Sie enthält im ausgeglühten Zustande außer Kohlenstoff noch verschiedene metallische Substanzen, wie Kalium, Calcium, Eisen und Mangan, so wie auch Chlor, Phosphor, Schwefel und Kiesel, welche während des Vegetationsprocesses der Pflanze aus dem Boden aufgenommen worden sind und beim Verbrennen der Kohle zum großen Theil im oxydirten Zustande als sogenannte Asche hinterbleiben. Sie ist äußerst porös und hat deshalb die Eigenschaft im hohen Grade, Luftarten und Wasserdampf anzuziehen und in ihren Poren zu verdichten, so daß dadurch eine Erwärmung und Selbstentzündung stattfinden kann.

Die Thierkohle bleibt beim Verkohlen thierischer Stoffe zurück und ist mehr oder weniger stark metallglänzend. Sie enthält neben Kohlenstoff auch Stickstoff chemisch gebunden, und phosphorsaure und schwefelsaure Salze, besonders, wenn sie durch Verkohlung der Knochen gewonnen worden ist.

Der Kienruß und Lampenruß wird bei der unvollkommenen Verbrennung von Oel und beim Rußschweelen gewonnen[14]), und ist im ausgeglühten Zustande als fast reiner Kohlenstoff zu betrachten.

Alle Kohlenarten sind schwarz, zerreiblich, geruch- und geschmacklos, unschmelzbar, in allen Lösungsmitteln unauflöslich, luftbeständig und mit absorbirender, entfärbender und fäulnißwidriger Kraft begabt, wodurch sie eine höchst vielseitige Anwendung erhalten. Man benutzt die frisch ausgeglühte Holzkohle zur Reinigung der Zimmerluft von übelriechenden Stoffen und Ausdünstungen der Kranken, zur Reinigung übelriechenden und schmeckenden Wassers, zur Entfernung des Fuselöles aus dem Branntwein, zur Schützung des Eisens und Stahls gegen Rost, zur Verhinderung des Keimens der Kartoffeln, zur Entfärbung von Flüssigkeiten, wozu, und insbesondere bei der Zuckerraffination, die Knochenkohle wirksamer ist, zur Wahrung des Fleisches und der Kartoffeln

gegen Fäulniß, zum Schutz des Holzes gegen Verwesung, wie beim Verkohlen der Pfähle und zur Trinkbarerhaltung des für lange Seereisen in Fässern aufzubewahrenden Wassers u. s. w. Auch medicinisch werden die verschiedenen Kohlenarten und der Graphit äußerlich und innerlich benutzt.

Die verschiedenen Kohlenarten finden außerdem noch Anwendung als Farbematerial, wie der Lampenruß zur Bereitung der Tusche, der Kienruß für ordinaire Farbe, die Knochenkohle als Farbmittel für Stiefelwichse u. s. w.

Die allgemeinste Anwendung der Pflanzenkohle ist die zur Erregung starker Feuerungen im engsten Raume mit Vermeidung von Rauch und die als Desoxydationsmittel, indem sie den meisten Oxyden ihren Sauerstoff entzieht; Eisen (und viele andere Metalle) kann durch Einschmelzen seiner natürlichen Oxyde mit Kohle erhalten werden.

Auch für die Agricultur ist die Kohle nicht ohne Interesse, da sie dem Ackerboden beigemischt, diesem um so mehr geeignet macht, verschiedene Luftarten einzusaugen und für die Nahrung der Pflanzen zu verwenden. Zugleich absorbirt sie als ein dunkler Körper sehr stark die Wärmestrahlen, wodurch dann der Boden auch mehr erwärmt wird, als ein anderer von hellerer Farbe; besonders für die Cultur tropischer Gewächse in Treibhäusern hat sich ein Zusatz von Kohlenstaub als sehr vortheilhaft erwiesen und dürfte allgemeiner angewendet werden.

Der Kohlenstoff verbindet sich mit dem Sauerstoff in mehreren Verhältnissen; von den Verbindungen sind jedoch nur drei von allgemeinem Interesse, nämlich das Kohlenoxyd, die Oxalsäure, welche in die organische Chemie gehört, und die Kohlensäure.

Kohlensäure.

Die Kohlensäure ist das Product der Verbrennung des Kohlenstoffes und aller kohlenstoffhaltigen Körper bei hinreichendem Zutritt von Sauerstoff; sie bildet sich auch bei der Verwesung, Fäulniß und trockenen Destillation der organischen Körper, in Processen der Gährung, beim Athmen der Menschen und Thiere, und im Inneren unserer Erde da, wo die Thätigkeit vulkanischer Kräfte

anzunehmen ist, und strömt dann aus Erdspalten, wobei sie sich an tiefer gelegeneren Orten, wie z. B. in der Hundsgrotte bei Neapel, in der Dunsthöhle bei Pyrmont, im Brohlthale am Laacher See, im Gifttthale in Ostindien rc. ansammelt. Bei allen Verbrennungs- und anderen Processen der Bildung der Kohlensäure wird das Volumen des Sauerstoffgases nicht verändert, und aus verschiedenen anderen Erscheinungen nimmt man an, daß hierbei $\frac{1}{2}$ Volumen hypothetischer Kohlenstoffdampf aufgenommen werde. Dem Gewichte nach treten immer 6 Theile Kohlenstoff mit 16 Theilen Sauerstoff zusammen, wonach die Kohlensäure aus einem Mischungsgewichte Kohlenstoff und 2 Mischungsgewichten Sauerstoff besteht und ihre Zusammensetzung durch CO_2 (=22) ausgedrückt wird. Folge der verschiedenen Verbrennungs-, Verwesungs- und Athmungsprocesse wird Kohlensäure der atmosphärischen Luft mitgetheilt und dient von hieraus zur Erzeugung neuer Pflanzen; sie findet sich in vielen Quell- und Mineralwässern frei und in großer Masse an basische Körper gebunden in allen denjenigen salz-, stein- und erdartigen Mineralkörpern, welche in Berührung mit Säuren stark aufbrausen, ohne einen fauligen oder schwefeligen Geruch zu verbreiten. Die Kohlensäure wird aus ihren Salzen entweder durch Glühen oder durch Zersetzung mit einer anderen Säure, aber auch häufig im Proceß der geistigen Gährung, zuweilen auch durch Ueberleiten von atmosphärischer Luft über glühende Kohle gewonnen [15]).

Die Kohlensäure ist gasförmig und von 1,524 specif. Gewicht, weßhalb sie sich, in größeren Massen entwickelt, am Boden ansammelt und erst nach längerer Zeit vollständig mit der atmosphärischen Luft vermischt; sie hat einen schwach säuerlichen Geruch und Geschmack und röthet vorübergehend feuchtes Lackmus; sie unterhält nicht das Verbrennen, sondern verlöscht einen brennenden Körper und ist für sich nicht athembar, weßhalb man an Orten, wo sie in großen Massen auftritt, mit Vorsicht und nach vorhergehender Prüfung mit einem Licht, welches bei zu großem Gehalt der Luft an Kohlensäure verlöschen würde, eintreten muß.

Die Kohlensäure läßt sich bei niedriger Temperatur und einem Drucke, der dem von 36 Atmosphären gleich kommt, zu einer tropfbaren Flüssigkeit verdichten, welche jedoch mit großer Schnelligkeit verdunstet, und dabei so viel Wärme bindet, daß die Temperatur bis nahe auf — 100° C. sinkt und ein

Theil der Kohlensäure selbst zu feinen Krystallnadeln erstarrt, die im Verhältniß zur flüssigen Kohlensäure weit langsamer verdunsten. Man benutzt die flüssige Kohlensäure zur Erregung sehr niedriger Temperaturgrade.

Die Kohlensäure wird von dem Wasser zu seinem gleichen, bei starkem Drucke bis zu dessen 2—3fachen Volumen aufgenommen und bildet damit ein angenehm erfrischendes, schwach säuerlich schmeckendes Getränk, welches die Kohlensäure zum Theil beim Oeffnen der Gefäße oder in Berührung mit rauhen Körpern unter Aufbrausen verliert. Sie ist die Ursache des erfrischenden Geschmackes der Quellwässer und findet sich in Mineralwässern, die in der Tiefe mit Kohlensäure in Berührung kamen, oft in sehr großer Menge gelöst. Auch der erfrischende Geschmack vieler gegohrnen Getränke ist von der Kohlensäure abhängig und ist die Gährung bei verschlossenen Gefäßen beendigt worden, so schwängern sich die Flüssigkeiten so sehr mit Kohlensäure, daß mitunter ein Zersprengen eintritt und beim Oeffnen der Gefäße, wie z. B. der moussirenden Champagner enthaltenden Flaschen, ein großer Theil der gelösten Kohlensäure plötzlich in Freiheit tritt und ein Aufschäumen veranlaßt.

Die Kohlensäure bildet mit den basischen Oxyden die kohlensauren Salze, von denen man mehrere Reihen kennt, indem nämlich in den einfach-kohlensauren sich der Sauerstoff der Basis zu dem der Säure wie 1 : 2, in der doppelt-kohlensauren aber wie 1 : 4 verhält; man kennt auch einige kohlensaure Salze, in denen sich der Sauerstoff der Basis zu dem der Säure wie 1 : 1 und 1 : 3 verhält. Von den einfach-kohlensauren Salzen sind nur die der Alkalien, die doppelt-kohlensauren Salze aber sämmtlich in Wasser löslich. Alle in Wasser gelösten kohlensauren Salze, so wie freie Kohlensäure, geben mit Kalkwasser einen weißen Niederschlag von kohlensaurem Kalk. Sie entwickeln sämmtlich in Berührung mit stärkerer Säure Kohlensäure, und, mit Ausnahme der einfach-kohlensauren Alkalisalze, entlassen diese auch beim starken Erhitzen.

Die Kohlensäure benutzt man theils zur Bereitung des kohlensauren Wassers und künstlicher Mineralwässer, theils zur Darstellung mehrerer kohlensaurer Salze, wie des Bleiweißes, wozu man auch die aus Erdspalten hervorquellende Kohlensäure im Brohlthale am Laachersee benutzt. Auch kann man sie zur Aufbewahrung von Vegetabilien anwenden, indem sich diese, wie z. B.

Früchte, in einem Raume mit Kohlensäure eingeschlossen, lange frisch erhalten.

Bei den so mannichfaltigen Quellen, durch welche jeder Zeitmoment größere oder geringere Mengen von Kohlensäure der atmosphärischen Luft zuführt und dieser zum Theil Sauerstoff entzogen wird, müßte derselben bald die Fähigkeit geraubt werden, das Verbrennen und Athmen zu unterhalten, wenn nicht irgend etwas vorhanden wäre, was die Kohlensäure aufnähme und den verschwundenen Sauerstoff wieder ersetze. Dieses Etwas ist, wie bereits mehrmals bemerkt, die Pflanzenwelt. Die einzelnen Individuen derselben saugen durch ihre Wurzeln, ihre Blätter, überhaupt durch ihre ganze Oberfläche die Kohlensäure, die entweder bereits vom Boden absorbirt ist oder sich noch in der Luft befindet, ein, assimiliren dieselbe und hauchen dagegen reines Sauerstoffgas aus, wodurch das Verhältniß zwischen Sauerstoffgas und Kohlensäure in der atmosphärischen Luft fortwährend im Gleichgewicht erhalten wird. Die Kohlensäure ist sogar die einzige Quelle, aus welcher die Pflanzen ihren Kohlenstoff beziehen, denn was man früherhin von der Nothwendigkeit des sogenannten Humus zur Pflanzenentwickelung behauptete, dem steht die Waldcultur an Orten entgegen, wo sich entweder gar kein oder im Verhältniß zu dem darauf zu erzielenden Waldbestand nur sehr wenig Humus im Boden findet, und dieser, wenn er wirklich unmittelbar zur Ernährung der Pflanze dienen sollte, bald consumirt und hiermit jede weitere Entwicklung der Pflanze verhindert werden würde. Der Humus ist allerdings von großer Wichtigkeit für die Pflanzencultur, indem er in Berührung mit basischen Stoffen, Feuchtigkeit und atmosphärischer Luft sehr schnell in Verwesung übergeht und vermöge seines Kohlenstoffgehaltes Kohlensäure bildet, die auf einen an Humus und basischen Körpern, wozu auch das Ammoniak aus der atmosphärischen Luft und den animalischen Düngstoffen zu rechnen ist, reichen Boden wachsenden Pflanzen dadurch aber immer mit Kohlensäure umgeben und so mit einer reichlichen Quelle von Kohlenstoff zu ihrem raschen Gedeihen versehen sind.

Obgleich die Thatsache gewiß ist, daß die Pflanzen Kohlensäure absorbiren und unter Einfluß des Lichtes Sauerstoffgas aushauchen, so läßt sich doch nicht mit Gewißheit sagen, ob in dem Vegetationsproceß nur die Kohlensäure zersetzt oder ob nicht die Pflanzensubstanz durch die Assimilation der Elemente der

Kohlensäure und des Wasserstoffs von einem Theile des aufgesogenen Wassers gebildet werde. Ersteres wird als die einfachste Erklärung allgemein angenommen, obgleich diese Erscheinung durch keine analoge außerhalb des Organismus Unterstützung findet, während letztere Annahme, die Zersetzung des Wassers, durch mehrere chemische Erscheinungen die wahrscheinlichere wird. Es ist jedoch ganz gleichgültig für die Exhalation des Sauerstoffes und Ueberführung desselben in die atmosphärische Luft, ob die Kohlensäure oder das Wasser die Quelle desselben ist; es wird immer dieselbe Quantität Sauerstoff abgeschieden und so der Verlust der atmosphärischen Luft ersetzt, der Ueberschuß von Kohlensäure ihr aber fortwährend entzogen. Aus Allem geht hervor, daß die Pflanzencultur, sie mag in Wiesen-, Acker- oder Forstcultur bestehen, immer in Verhältniß zu der Menge von Kohlensäure (und Wasser) steht, die den Pflanzen zugeführt wird, d. h. sie ist bei Reichthum von Kohlensäure (und den übrigen, aus dem Boden zu ziehenden Bedingungen) üppig, bei Mangel an Kohlensäure ärmlich. Je reichlichere Quellen von Kohlensäure, also je mehr Verbrennungs- und Verwesungsprocesse vorhanden sind, je mehr Menschen und Thiere sich auf einem gewissen Kreis aufhalten, und je mehr der Boden die unorganischen Körper, welche von den Pflanzen mit aufgenommen werden, enthält, um so mehr wird bei hinreichendem Wasser die Pflanze gedeihen.

Die Kohlensäure, welche während der Verwesung im Boden sich ansammelt oder von diesem aus der Luft angezogen wird, bedingt auch in Verbindung mit Wasser die Zersetzung und Lösung verschiedener Bodenbestandtheile, welche dann in diesem Zustand von der Pflanze aufgesaugt werden.

Aus allem dem hier und früher Angeführten geht hervor, daß die atmosphärische Luft die Trägerin der Bedingungen für das Gedeihen der Thier- und Pflanzenwelt ist. Sie zersetzt vermöge ihres Sauerstoffgehaltes und zum Theil durch die Gegenwart des Wassers alle dem lebenden Organismus entzogenen Theile entweder durch die Verbrennung oder Verwesung; sie verwandelt dieselben in Kohlensäure und Wasser, welche zur Entwicklung neuer Pflanzenorganismen nothwendig sind; sie empfängt das bei der Fäulniß auftretende Ammoniak und giebt dieses durch den Boden an die Pflanzen zur Bildung derjenigen Pflanzenstoffe ab, welche vorzugsweise zur Ausbildung des thierischen Organismus erforderlich sind, während dieser in seiner Lebensthätigkeit, beim

Athmen, andere mit aufgenommene Stoffe wieder in Kohlensäure und Wasser zurückführt. Pflanzliches und thierisches Leben kann ohne atmosphärische Luft nicht stattfinden.

Wenn Kohlensäure über glühende Kohlen geleitet wird, so nimmt sie noch so viel Kohlenstoff auf, als sie bereits enthält und verwandelt sich in Kohlenoxydgas (CO), welches unathembar ist und in Berührung mit Luft angezündet mit schön blauer Flamme verbrennt. Dieses Gas bildet sich immer, wenn Kohle und kohlehaltige Körper bei unzureichendem Luftzutritt verbrannt werden und ist gewöhnlich nebst jener die Ursache der Erstickungsfälle, die in verschlossenen Zimmern, wo Kohlen verbrannt oder die Züge des Ofens vor dem vollkommenen Verbrennen des darin befindlichen Brennmaterials verschlossen werden, vorkommen.

Der Kohlenstoff verbindet sich mit dem Wasserstoff in mehreren Verhältnissen; solche Kohlenwasserstoffe finden sich als Sumpfgas gasförmig, als Bergöl flüssig, als Bergtalg fest und mit mehr oder weniger andern Stoffen vermengt als Steinkohlen, Braunkohlen und Torf; aber auch in der organischen Welt finden sich eine Menge Kohlenwasserstoffe, welche Gegenstand der organischen Chemie sind.

In allen Fällen, wo Pflanzenstoffe der trocknen Destillation unterworfen werden, verbindet sich ein Theil ihres Kohlenstoffes mit Wasserstoff und mit Sauerstoff; die Sauerstoffverbindungen sind Kohlensäure und Kohlenoxyd, die Wasserstoffverbindungen aber Kohlenwasserstoff im Maximum (CH), wenn der Pflanzenstoff reich an Kohle ist und die Zersetzung bei einer hohen Temperatur vorgenommen wird, oder Kohlenwasserstoff im Minimum (CH_2), wenn kohlenstoffärmere Pflanzenstoffe bei niedriger Temperatur zersetzt werden. Das letztere Gas, welches sich auch bei der Verwesung von Pflanzentheilen in Sümpfen und Gruben bildet und deßhalb auch Sumpf- oder Grubengas genannt wird, erhält man rein beim Erhitzen gleicher Gewichtstheile

geschmolzenen Barythydrates und essigsauren Natrons als ein farb- und geruchloses, nicht giftiges Gas, das an der Luft mit schwach leuchtender Flamme verbrennt und in größerer Menge mit Luft vermengt beim Anzünden stark explodirt. Ein solches Gemenge, Schwaden oder schlagendes Wetter benannt, findet sich häufig in Steinkohlenbergwerken, wo große Massen des Grubengases erzeugt werden und sich mit der atmosphärischen Luft vermengen; es entzündet sich bei Annäherung eines brennenden Körpers, wodurch die furchtbarsten Explosionen veranlaßt und denen zu Folge die Stollen zerstört und viele Menschen getödtet werden können. Zur Vermeidung dieser Explosionen wird das Licht des Bergmanns mit einem Drahtnetz umgeben (Sicherheitslampe), durch welches zwar das schlagende Wetter dringt und im Innern entzündet wird, die Flamme aber wegen der Abkühlung, die sie durch das Metallnetz erleidet, nicht nach außen schlagen kann.

Das Kohlenwasserstoffgas im Maximum wird rein beim Erhitzen des Weingeistes oder Aethers mit concentrirter Schwefelsäure erhalten, ist farblos, riecht ekelerregend, wirkt giftig und verbrennt beim Anzünden mit der intensivsten Lichtentwicklung, weßhalb es auch Leuchtgas oder wegen der Eigenschaft, mit Chlor eine ölartige Verbindung zu bilden, ölbildendes Gas benannt wird.

Das Grubengas wird da, wo es in größeren Massen aus der Erde strömt, wie z. B. an der Ems in der Nähe des Rheins, wo es aus einem verfallenen Grubenschacht quillt, als Heizmaterial, an anderen Orten auch zum Betrieb von Töpfereien, Salzsiedereien u. s. w. und zur Füllung von Luftballons benutzt; es macht auch einen Bestandtheil des gewöhnlichen Leuchtgases, wie es durch Zersetzung der Harze, Fettarten, des Thrans, Theers und der Steinkohlen gewonnen wird[16]), aus. Das Leuchtgas selbst ist der lichterzeugende Körper in allen unsern Leuchtmaterialien und dient in Vermischung mit Grubengas als Leuchtmaterial und zur Bereitung von Stahl, indem Eisen in einem Raum von diesem Gase stark erhitzt wird. Das bei der trocknen Destillation des Holzes auftretende Gas enthält neben wenig Leuchtgas viel Grubengas und Kohlenoxydgas und verbrennt mit schwach leuchtender, aber stark hitzender Flamme, weßhalb es selbst als Heizmaterial für das zu verkohlende Holz verwendet werden kann.

Der Bergtalg findet sich in verschiedenen Modificationen vor, als Hatchetin (CH) an verschiedenen Orten Englands und Schottlands, als Schererit (C^2H) bei St. Gallen, als Naphthein in Frankreich zwischen Krystallen von kohlensaurem Kalk, als Idrialin (C_3H) in dem Quecksilberlebererz von Idria und als Ozokerit oder fossiles Wachs (CH) in der Moldau. Nur letzteres ist von allgemeinerem Interesse, da es von den Bewohnern der Moldau zur Verfertigung von Lichtkerzen benutzt wird.

Das Steinöl findet sich in Italien, Sicilien, im Canton Genf, im Elsaß und Breisgau, am Harz, in Schweden, Schottland, Frankreich, auf den Karpathen, am caspischen Meer, in Hindostan, China, auf Trinidad u. s. w. theils farblos als Naphtha, theils durch Einwirkung von Luft und Licht dunkler, schwärzlich-braun geworden als Bergöl oder zähe-flüssig als Bergtheer; es ist ein Gemenge mehrerer Kohlenwasserstoffe und wird an seinen Fundorten als Brenn- und Leuchtmaterial benutzt, hat aber sonst noch eine vielseitige Anwendung, wie zur Bereitung von Firniß, zur Abhaltung schädlicher Thiere von Garten- und Feldfrüchten, da die meisten Thiere seinen starken Geruch nicht vertragen können, in der Medicin, nachdem es durch Destillation mit Wasser gereinigt worden u. s. w.

Die Flamme aller Leucht- und Brennmaterialen ist das Resultat der Verbrennung des Dampfes, wenn der verbrenende Körper flüchtiger Natur ist, oder der Zersetzungsproducte desselben, wenn er nicht flüchtiger Beschaffenheit ist. Weingeist, Aether, ätherische Oele u. s. w. sind flüchtige Körper und verbrennen daher unmittelbar, d. h. ihr Kohlenstoff und Wasserstoff verbindet sich sogleich mit dem zuströmenden Sauerstoffgas zu Kohlensäure und Wasser, fette Oele, Talg, Wachs, Stearin, Holz, Steinkohlen u. s. w. sind nicht flüchtige Körper, erleiden aber durch die Einwirkung der Hitze eine Veränderung, daß sich ihr Kohlenstoff und Wasserstoff, zum Theil unter Abscheidung von Kohlenstoff, zu Kohlenwasserstoffen verbinden, die wegen der hohen Temperatur sogleich durch das zuströmende Sauerstoffgas verbrannt werden. Taucht man eine erwärmte Haarröhre in Weingeist, Aether, ätherische Oele u. s. w., die

ebenfalls als Kohlenwasserstoffe oder als Verbindung eines Kohlenwasserstoffes mit Wasserbestandtheilen zu betrachten sind, so wird die capillarisch in die Höhe gezogene Flüssigkeit in Dampf verwandelt und dieser entzündet sich, wenn ihm in der Luft ein brennender Körper genähert wird. Wird eine sehr stark erhitzte Haarröhre in fettes Oel getaucht, so wird dieses in die Höhe gepumpt, aber sogleich, wenn die Röhre heiß genug ist, zersetzt und in flüchtige Kohlenwasserstoffe verwandelt, die sich entzünden lassen. In dem einen oder in dem andern Falle verursacht die Flamme des ausströmenden Dampfes oder Zersetzungsproductes eine hinreichende Erwärmung der Haarröhre, um diese zur weiteren Dampfbildung oder Zersetzung des aufgesaugten Brennmaterials hinreichend hoch zu erhitzen und so für die Flamme immer neue Nahrung zuzuführen. Dieselben Erscheinungen finden am Docht unserer Brenn- oder Leuchtmaterialien statt; der Docht besteht aus einer Menge sehr feiner Haarröhrchen, welche als solche flüssige Körper schon an und für sich sehr in die Höhe ziehen und wenn diese brennbarer Natur sind, bei hinreichender Erhitzung die Verbrennung des Dampfes oder der Zersetzungsproducte begünstigen. Ist das Brennmaterial von fester, aber schmelzbarer Natur, wie z. B. Wachs, Talg, u. s. w., so wirkt die aus der Flamme strahlende Wärme schmelzend auf die nächsten Theile des Brennmaterials und macht diese geeignet in den Haarröhrchen in die Höhe zu steigen.

Bei der genauen Betrachtung irgend einer Flamme wird man immer finden, daß jede derselben aus mehreren Theilen besteht. In der Flamme des Wasserstoffgases und des Weingeistes bemerkt man im Innern einen dunkeln, aus Wasserstoffgas oder Weingeistdampf bestehenden Kegel und um diese eine brennende aber wenig leuchtende Hülle, bestehend aus glühendem Wassergas (und Kohlensäuregas); taucht man einen schwachen Draht in die Flamme, so bleibt dieser im Innern der Flamme dunkel, wird aber in der Hülle glühend und leuchtend. In der Flamme des Leuchtgases, der Oele und der Kerzen, überhaupt in der Flamme kohlenstoffreicher Brennmaterialien hat man im Innern den dunkeln Kegel des ausströmenden Gases, Dampfes oder Zersetzungsproductes und um diesen eine stark leuchtende Hülle, welche wiederum von einem wenig leuchtenden Mantel umschlossen wird; stürzt man über eine derartige Flamme beinahe bis an den Grund derselben ein feines Metallnetz, so zeigt sich

dieses im Innern der Flamme als eine dunkle Scheibe und um diese ist ein rothglühender, um diesen aber wieder ein weißglühender Ring.

Auch chemisch zeigen sich die verschiedenen Theile der Flamme verschieden, indem der äußere, wenig leuchtende Theil derselben auf die brennbaren Körper oxydirend, der innere Theil aber auf verbrannte Körper desoxydirend wirkt. Kann in das Innere der Flamme Sauerstoffgas oder atmosphärische Luft treten, wie z. B. bei Lampen mit hohlen Dochten, so zeigt die kreisförmige Flamme dieselben Erscheinungen auch von Innen heraus, nämlich vorerst einen wenig leuchtenden, aber stark erhitzenden und oxydirend wirkenden Mantel über einer stark leuchtenden desoxydirend wirkenden Hülle, die den dunkeln Kegel einschließt. Auch eine einfache Flamme kann in dieser Weise umgeändert werden, wenn man in ihr Inneres Sauerstoffgas oder atmosphärische Luft strömen läßt, wodurch daselbst die größte Hitze erregt und ein in den inneren Theil gebrachter oxydirbarer Körper oxydirt wird; hierauf beruht die Anwendung des Löthrohres, durch welches bei gehörigem Gebrauch und entsprechenden Hülfsmitteln der Chemiker die Natur vieler Körper erkennen kann und es deßhalb ein unentbehrliches Instrument für den praktischen Chemiker ist, aber auch von Metallarbeitern und Glasbläsern benutzt wird.

Das Leuchten der Flamme ist durch die Gegenwart fester feuerbeständiger Körper bedingt. Die Weingeistflamme ist glühendes Wasser- und Kohlensäuregas, die Wasserstoffflamme nur glühendes Wassergas; beide können daher nicht leuchten, werden aber leuchtend, wenn man in dieselben einen feuerbeständigen Körper, z. B. ein Stück Kreide bringt, wodurch sogar eine der intensivsten Lichtentwicklungen hervorgebracht wird. Ist hingegen der Verbrennungspunkt fest oder scheidet sich während der Verbrennung ein Körper in fester Form aus, so wird die Wärme von diesem gebunden und er glühend, die Flamme aber dadurch leuchtend gemacht. Phosphor verbrennt mit großer Lichtentwicklung, weil er selbst erst in Dampf und dieser durch den zutretenden Sauerstoff in einen festen Körper verwandelt wird. In den Flammen unserer Leuchtmaterialien findet die Abscheidung eines festen Körpers, des Kohlenstoffes statt, welcher durch die im Aeußeren der Flamme hervorgerufene Hitze bis zum Glühen erhitzt wird. Die Abscheidung des Kohlenstoffes in der Flamme wird aber dadurch veranlaßt, daß die bei einer niedrigeren Tempera-

tur aus dem Leuchtmaterial entstehenden Kohlenwasserstoffe, oder auch ein reiner Kohlenwasserstoff, bei einer höheren Temperatur, wie sie in dem äußern Theile der Flamme entwickelt wird, wieder in Kohle und Wasserstoff zersetzt werden und das zuströmende Sauerstoffgas sich vorzugsweise auf Letzteres wirft, dieses verbrennt und dadurch eine so hohe Temperatur erzeugt wird, daß die abgeschiedene, höchst fein zertheilte Kohle bis zum Weißglühen erhitzt und beim Steigen aus der Flamme durch das zutretende Sauerstoffgas verbrannt wird. Je mehr nun die Kohlenwasserstoffe Kohlenstoff enthalten und um so rascher die Verbrennung des Wasserstoffgases stattfindet, um so mehr scheidet sich Kohlenstoff ab und um so mehr wird Hitze und dadurch starkes Glühen desselben erzeugt. Ist aber ein Körper sehr reich an Kohlenstoff und arm an Wasserstoff, so ist die Hitze, die durch die Verbrennung des letzteren erzeugt wird, nicht mehr hinreichend, allen Kohlenstoff so weit zu erhitzen, daß er bei dem Aufsteigen aus der Flamme verbrennen könnte; er entweicht zum Theil unverbrannt und verursacht nun das Rußen der Flamme. Brennendes Terpentinöl hat diese Eigenschaft; sie wird ihm aber genommen, wenn es mit einer gewissen Quantität Weingeist oder Aether vermischt wird und verursacht dann ein schönes, helles, nicht rauchendes Licht. In der neueren Zeit wird ein solches Gemisch häufig als Leuchtmaterial benutzt und es dabei in Form von Gas verbrannt.

Der Kohlenstoff verbindet sich in mehreren Verhältnissen mit Stickstoff, aber niemals unmittelbar. Beim Glühen organischer stickstoffhaltiger Körper in verschlossenen Gefäßen hinterbleibt Stickstoffkohle (C_6N), die durch wiederholtes Glühen mit Kali ihren Stickstoff und einen Theil Kohlenstoff entläßt, welche beide nun in dem Gewichtsverhältniß von 14 : 12 zu einer neuen Verbindung zusammentreten, welche sich sogleich mit reducirtem Kalium verbindet. Diese Verbindung des Kohlenstoffes mit Stickstoff, welche wegen der blauen Farbe, die ihre Eisenverbindung hat, Cyan, richtiger Kyan, von *κυανος*, benannt wird, besteht aus 2 Mischungsgewichten Kohlenstoff und 1 Mischungsgewicht Stickstoff, wonach ihre Zusammensetzung durch C_2N ausgedrückt wird. Das Cyan verhält sich wie ein einfacher Körper und

schließt sich den Salzzeugern an; als ein zusammengesetztes Radical wird es in der zweiten Abtheilung beschrieben.

---

5. Chlor.

Chlorium; Cl. = 35,463 oder 443,28.

Das Chlor macht den aciden Bestandtheil (gegen 60%) des Kochsalzes aus und findet sich wegen dessen Verbreitung in sehr großer Menge in der Natur; auch einige andere Verbindungen des Chlors kommen in der Natur vor, aber meist nur in geringer Menge. Es wird aus dem Kochsalz durch Berührung mit Braunstein und Schwefelsäure oder aus der Salzsäure durch Einwirkung von Braunstein abgeschieden.[17])

Das Chlor ist im reinen Zustande gasförmig, wird aber bei Abkühlung und Druck von 4 Atmosphären zu einer gelben, sehr beweglichen Flüssigkeit verdichtet; es hat eine gelblichgrüne Farbe (von χλορος der Name abgeleitet), ist im gasförmigen Zustand von 2,44 specif. Gewicht, daher 35,4 mal schwerer als Wasserstoffgas, riecht eigenthümlich unangenehm und kann nicht für sich, aber wohl mit einer großen Quantität atmosphärischer Luft vermengt eingeathmet werden. Im feuchten Zustande zersetzt es alle Pflanzenfarben alle riechenden Stoffe, welche sich aus faulenden organischen Stoffen entwickeln, und die bei Krankheiten auftretenden Ansteckungsstoffe; es löst sich in seinem halben Volumen Wasser und bildet, bei niedriger Temperatur in Wasser geleitet, mit diesem ein blaßgelbes krystallinisches Hydrat.

Das Chlor verbindet sich mit allen einfachen Stoffen und zeigt hierbei eine so große Verwandtschaft, daß es sich mit einigen, wie z. B. mit Wasserstoff oder Antimon schon bei gewöhnlicher Temperatur verbindet. Die Verbindungen mit den Metallen heißen Chlormetalle oder Chloride und verhalten sich chemisch den Oxyden analog, indem sie sich, wenn auch nur bei einigen eine saure, bei keinen aber eine alkalische Reaction bemerkbar ist, unter einander zu Chlorsalzen verbinden, wobei immer dasjenige Chlormetall, dessen entsprechendes Oxyd eine Säure oder eine Basis ist, die Rolle einer Chlorsäure oder Chlorbasis spielt. Die meisten Chlormetalle sind mehr oder

minder leicht flüchtig und in Wasser, mehrere auch in Weingeist und Aether löslich, werden durch Einwirkung von Schwefelsäure, Phosphorsäure, Arsensäure und Borsäure bei Gegenwart von Wasser, unter Bildung von Chlorwasserstoffsäure und eines Sauerstoffsalzes, zersetzt und zeichnen sich in ihrem in Wasser gelösten Zustand dadurch aus, daß sie mit salpetersaurem Silberoxyd einen weißen, in Ammoniakwasser wieder löslichen Niederschlag geben.

Die Verbindungen des Chlors mit den Metallen finden gewöhnlich unter Wärme- und Lichtentwicklung statt, wodurch die früher aufgestellte Ansicht, daß der Sauerstoff das alleinige feuergebende Princip sei, umgestoßen worden ist. Auch noch einige andere nicht metallische Stoffe verbinden sich mit den Metallen unter Feuerentwicklung und es muß diese daher als das Ausgleichungsproduct der electrochemischen Differenz der Stoffe betrachtet werden.

Das Chlor wird als solches zur Darstellung mehrerer seiner Verbindungen, wie der unterchlorigsauren Salze, des chlorsauren Kalis u. s. w., ferner so wohl für sich, als in seiner wäßrigen Lösung zur Zerstörung von farbigen und fauligen Stoffen und Miasmen, zum Bleichen der baumwollenen, leinenen und hanfenen Gewebe, des Papierleimes, der Lumpen für die Papierfabrikation u. s. w., zur Wiederherstellung der ursprünglichen Farbe von Kupferstichen, gedrucktem Papier, Leinwand oder Kattun, zur Entfernung der Tinte vom Papier und anderen weißen Zeugen u. s. w. benutzt; auch ist es ein wichtiges äußerliches und innerliches Heilmittel.

Da die Dämpfe des Chlors die Respirationsorgane ungemein belästigen, so muß man bei seiner Darstellung oder bei seinem Gebrauch einen luftigen Ort wählen und von Zeit zu Zeit Weingeist auf Zucker getröpfelt oder sehr fett gestrichenes Butterbrot genießen. In eingeschlossenen Räumen läßt man zur Neutralisirung etwaiger Chlordämpfe etwas Ammoniak in die Luft treten.

Das Chlor kann sich nur mittelbar, aber in vier verschiedenen Verhältnissen mit dem Sauerstoff verbinden, nämlich

35,4 Th. Chlor und 8 Th. Sauerstoff zu unterchloriger Säure $= ClO$,
35,4 „ „ „ 24 „ „ „ chloriger Säure $= ClO_3$,
35,4 „ „ „ 40 „ „ „ Chlorsäure $= ClO_5$,
35,4 „ „ „ 56 „ „ „ Ueberchlorsäure $= ClO_7$.

Keine dieser Säuren hat für sich ein allgemeineres Interesse und nur zwei derselben, die unterchlorige Säure und Chlorsäure haben wegen ihrer Salze Wichtigkeit, weßhalb auf unterchlorigsaures und auf chlorsaures Kali verwiesen wird.

Das Chlor hat eine so große Verwandtschaft zum Wasserstoff, daß es diesen unter dem Einfluß des Lichtes dem Wasser und vielen organischen Stoffen, worauf seine farben-, geruch- und miasmenzerstörende Kraft beruht, entzieht. Werden gleiche Raumtheile Chlorgas und Wasserstoffgas vermischt und dem Einfluß des Lichtes ausgesetzt, so verbinden sich beide unter schwacher Explosion, aber ohne Verdichtung des Raumes, zu Chlorwasserstoffgas, welches wegen seiner sauren Natur

Chlorwasserstoffsäure

oder wegen seiner Gewinnung aus Kochsalz durch Schwefelsäure [18]) Salzsäure genannt wird. Diese findet sich frei und gasförmig in der Nähe von Vulkanen und in Wasser gelöst im Magensaft. Da 1 Raumtheil Chlorgas und 1 Raumtheil Wasserstoffgas 2 Raumtheile Chlorwasserstoffgas geben und ersteres 35,4 mal schwerer als Wasserstoffgas ist, so muß jenes aus 35,4 Th. Chlor und 1 Gew. Wasserstoff oder aus gleichen Mischungsgewichten Chlor und Wasserstoff bestehen und seine Zusammensetzung wird durch ClH (= 36,46) ausgedrückt.

Das Chlorwasserstoffgas ist farblos, riecht stechend sauer, erregt heftigen Husten und raucht an der Luft, indem es den in dieser enthaltenen Wasserdampf anzieht und verdichtet; bei niedriger Temperatur und starkem Druck läßt es sich zu einer tropfbaren Flüssigkeit verdichten. Es ist weder brennbar, noch athembar, und ist auch für die Vegetation nachtheilig, da in der Nähe von Fabrikanlagen, wo viel Chlorwasserstoffgas in die Luft übergeführt wird, die Pflanzen und Bäume sehr kümmerlich wachsen oder auch absterben. Durch die das Wasser für sich oder unter Mitwirkung von Sauerstoffsäuren zersetzenden Metalle wird es zersetzt, indem sich Chlormetall bildet und Wasserstoff abscheidet.

Das Chlorwasserstoffgas wird in der 460 bis 480fachen Menge vom Wasser unter starker Wärmeentwicklung absorbirt und bildet damit eine farblose, zum Theil rauchende Flüssigkeit, welche bei 42% Säuregehalt von 1,21 specif. Gewicht ist, leichter als Wasser siedet und dabei unter Steigerung des Siedepunktes bis auf 110° die größere Hälfte des Gases entläßt und dann auch als Ganzes überdestillirt. Auch die wäßrige Chlorwasserstoffsäure entwickelt in Berührung mit vielen Metallen unter Bildung von Chlormetall Wasserstoffgas und giebt mit Oxyden gelöstes Chlormetall und Wasser. Im concentrirten Zustande wirkt die Chlorwasserstoffsäure auf viele Pflanzenstoffe zerstörend, indem sie ihnen die Wasserelemente entzieht und auf diese Weise z. B. Leinwand mürbe gemacht wird; weniger zerstörend wirkt sie auf animalische Stoffe, wie z. B. auf wollene und seidene Zeuge; sie färbt das Lackmus und viele andere Pflanzenfarben roth, welche Färbung aber durch Ammoniak wieder beseitigt wird.

Das Chlorwasserstoffgas hat nur für den Chemiker Interesse, während seine wäßrige Lösung eine vielseitige Anwendung findet, wie z. B. zur Lösung verschiedener Erd- und Steinarten und verschiedener Metalle und Metalloxyde, als Erkennungsmittel für aufgelöstes Silber und für die Gegenwart von reinem oder kohlensaurem Ammoniak, zur Lösung des phosphorsauren Kalkes aus den Knochen (um den Rückstand aus Leim zu benutzen), zur Entziehung der feuerbeständigen Theile aus der Knochenkohle, um diese in ihrer farbstoffanziehenden Kraft zu steigern, zur Unterscheidung des Kartoffelstärkmehls vom Weizenstärkmehl, indem sie aus jenem schon bei gewöhnlicher, aus letzterem aber erst bei erhöhter Temperatur Ameisensäuredämpfe entwickelt u. s. w. Auch wird sie mitunter betrügerischer Weise zur Erhöhung der Farbe rother Weine und zur Schärfung des Essigs verwendet; man hat zur Erkennung dieser Verfälschung den Wein oder Essig abzudestilliren und die letzten Theile des Destillates mit salpetersaurem Silberoxyd zu prüfen, wodurch, wenn Chlorwasserstoffsäure vorhanden ist, ein weißer, in Ammoniakwasser löslicher Niederschlag entsteht.

Durch Begießung des Bodens mit sehr verdünnter Salzsäure wird die Vegetation auf demselben ungemein begünstigt; dieser Erfolg scheint dadurch bedingt zu sein, daß die Salzsäure die kohlensauren Erden zersetzt und löslich,

sie also geeigneter zur Assimilation für die Pflanzen macht; zugleich wirkt die freiwerdende Kohlensäure mit vortheilhaft auf diese, und auch die Bildung von salzsaurem Kalk (Chlorcalcium) mag nicht ohne Einfluß sein, da derselbe fortwährend Wasser aus der Luft anzieht. In der Feldwirthschaft kann einem großen Verlust von Ammoniak vorgebeugt werden, wenn man in den Ställen flache Gefäße mit verdünnter Salzsäure aufhängt. Diese absorbirt vollständig das bei der Fäulniß der thierischen Excremente entstehende Ammoniak und verwandelt es in Salmiak, welcher dann in der Mistjauche gelöst mit auf die Felder gebracht wird.

Ein Gemisch aus 2 — 3 Theilen Salzsäure und 1 Th. Salpetersäure ist als Königswasser oder Goldscheidewasser bekannt und wird häufig als auflösendes und oxydirendes Mittel da benutzt, wo keine der Säuren für sich wirken würde, wie z. B. bei der Auflösung und Trennung des Goldes vom Silber (woher auch von der früheren Bezeichnung des Goldes mit „König der Metalle" der Name), bei der Auflösung des Platins u. s. w. Seine Wirkung beruht darauf, daß es in der Wärme Chlor und salpetrige Säure giebt; ersteres wirkt lösend, letztere oxydirend.

Eine Verbindung von Chlor mit Stickstoff entsteht, wenn Chlor im Uebermaß auf Ammoniak und dessen Verbindungen wirkt, wobei sich eine dunkelgelbe, ölartige, schwere Flüssigkeit bildet, welche durch die geringste Erwärmung oder Erschütterung, durch Berührung mit brennbaren Körpern u. s. w. unter einer furchtbaren Explosion zersetzt wird und deßhalb Höllenöl genannt worden ist. Man muß deßhalb vorsichtig bei der Einwirkung von Chlor auf Ammoniak und dessen in Wasser gelöste Verbindungen verfahren.

Das Chlor kann sich mit Kohlenstoff verbinden, wenn man ölbildendes Gas damit in Berührung bringt, wobei mit der zunehmenden Menge des ersteren immer mehr Wasserstoff abgeschieden und Chlor aufgenommen wird, bis zuletzt ein Chlorkohlenstoff (C_2Cl_3) als ein weißer krystallinischer, flüchtiger und kampherartig riechender Körper hinterbleibt; wird Sumpfgas

mit der vierfachen Raummenge Chlorgas ins Licht gesetzt, so entsteht ein anderer Chlorkohlenstoff (C_2Cl_2) als ein tropfbarflüssiger und stechend aromatisch riechender Körper; ferner giebt es CCl, welcher tropfbarflüssig, und C_2Cl, der krystallisirt ist. Alle diese Verbindungen, wie auch die des Chlors mit Kohlenoxyd, welche, da sie nur bei der Einwirkung des Lichtes entsteht, Phosgengas (CClO) benannt worden ist, haben nur ein wissenschaftliches Interesse.

---

6. Brom.

Bromium. Br. = 80,0 oder 1000,0

Das Brom findet sich verbunden mit Magnium im Meerwasser und vielen Salzquellen, aber immer nur in sehr geringer Menge und kann daraus durch Behandlung mit Chlor oder durch Braunstein und Schwefelsäure abgeschieden werden.[19])

Das Brom stellt eine braune, in dünnen Lagen schön feuerrothe Flüssigkeit dar, ist 3 mal schwerer als Wasser, hat einen unangenehmen stinkenden Geruch (daher sein Name von *βρῶμος*), bleicht Farbstoffe, löst sich etwas in Wasser, verbindet sich mit den nichtmetallischen und metallischen Stoffen und verhält sich überhaupt wie das Chlor.

Das Brom und seine Verbindungen sind nur in sofern von Interesse, als es und einige derselben sehr kräftige Heilmittel sind. Es ist Ursache von dem häufig vorkommenden stinkenden Nebengeruch des Chlors und läßt sich in reinem in Wasser gelösten Zustande oder nach der Behandlung seiner im Wasser gelösten Verbindungen mit Chlor dadurch nachweisen, daß in die Flüssigkeit gebrachte Stärkmehlabkochung mehr oder minder stark orange gefärbt wird.

---

7. Jod.

Iodium. I = 127,0 oder 1586,0.

Das Jod findet sich mit Alkalimetallen verbunden in mehreren Seegewächsen, im Meerwasser, im Steinsalze und in der Mutterlauge mehrerer Salzsoolen, auch in einigen Mineralwässern und in einem mexikanischen Silbererz und schlesischen Zinkerz. Es wird aus der Mutterlauge von der Asche der Seegewächse durch Destillation mit Schwefelsäure gewonnen. [20])

Das Jod ist krystallinisch, in Structur und Farbe dem Eisenglanz ähnlich und 5 mal schwerer als Wasser; es riecht chlorähnlich und schmeckt scharf, wirkt in größeren Gaben giftig, schmilzt bei 107°, siedet bei 180° und verwandelt sich in ein purpurviolettes oder veilchenblaues Gas (daher sein Name aus ιοδος). Es löst sich sehr wenig in Wasser, leicht in Weingeist, bräunt und zersetzt organische Stoffe und verbindet sich gleich dem Chlor und Brom mit den einfachen Stoffen.

Nur wenige Verbindungen des Jods haben mehr als ein medicinisches Interesse, wie z. B. Jodblei und Jodquecksilber sehr glänzend farbig sind und deßhalb in der Färberei benutzt werden. Eine dem Chlorstickstoff analoge Verbindung, der Jodstickstoff (I_3N) bildet sich bei der Berührung des Jods mit Ammoniakwasser und ist fest, aber durch Berührung, Erwärmung u. s. w. leicht zersetzbar.

Das Jod wird auf dieselbe Weise erkannt, wie das Brom, nur daß es das Stärkmehl nicht orange, sondern mehr oder minder intensiv blau färbt. So wie aber das Stärkmehl ein Erkennungsmittel für Jod ist, so ist auch letzteres ein Erkennungsmittel für Stärkmehl und wird häufig als solches benutzt.

---

8. Fluor.

Fluorium. F = 19,0 oder 237,50.

Das Fluor ist der acide Bestandtheil des Flußspathes, worin es mit Kalkmetall verbunden, und findet sich ebenfalls mit diesem Metall verbunden in

den thierischen Knochen und in dem Email der Zähne. Es ist für sich noch nicht isolirt dargestellt worden, schließt sich aber in seinem Verhalten gegen andere Stoffe den drei vorher beschriebenen Stoffen, den Salzzeugern, an.

Mit Sauerstoff hat man das Fluor noch nicht verbinden können; seine wichtigste Verbindung ist die mit Wasserstoff, welche bekannt ist als

Fluorwasserstoffsäure

oder, da sie durch Einwirkung von Schwefelsäure auf Flußspath erhalten wird,[21]) auch Flußspathsäure genannt wird. Es treten bei ihrer Bildung 19 Gewichtstheile Fluor mit 1 Gewichtstheil Wasserstoff zusammen, wonach sie aus gleichen Mischungsgewichten Fluor und Wasserstoff besteht und durch FH (= 20,0) bezeichnet wird.

Die Fluorwasserstoffsäure ist unter $+ 15^0$ tropfbar-flüssig, farblos und von 1,06 specif. Gewicht, siedet bei $+ 15^0$, riecht stechend, verursacht auf die Haut gebracht Eiterblasen, raucht an der Luft und verbindet sich unter Wärmeentwicklung mit Wasser zu einem Hydrat, welches bei $35^1/_3$ Proc. Säuregehalt (FH, 4 Aq.) von 1,15 specif. Gewicht ist und bei 121^0 siedet. Sie ätzt Glas und verbindet sich unter Abscheidung von Wasserstoff, mit Ausnahme des Goldes, Platins und Bleis, mit allen übrigen Metallen, weßhalb sie nur in Gold-, Platin- oder Bleigefäßen dargestellt werden kann.

Die Fluorwasserstoffsäure wird technisch nur zum Glasätzen, chemisch zum Aufschließen, d. h. zur Löslichmachung verschiedener Kieselsäure enthaltender Mineralien benutzt.

Alle Fluormetalle geben beim Uebergießen mit Schwefelsäure einen das Glas ätzenden Dampf aus und werden auf diese Weise erkannt.

---

9. Schwefel.

Sulphur. S = 16,0 oder 200,0.

Der Schwefel findet sich 1) gediegen, d. h. ungebunden in der Nähe von Vulkanen theils krystallisirt, theils pulverig in Gesteinen eingesprengt und 2) verbunden a) mit Sauerstoff als Schwefelsäure und an Oxyde gebunden in

vielen Salzen, b) mit Wasserstoff als Schwefelwasserstoff in den Schwefelquellen und c) mit vielen Metallen zu Schwefelmetallen in den sogenannten Kiesen oder Blenden. Auch ist er ein Bestandtheil einiger organischen Körper wie namentlich der Proteinkörper und des Senföles.

Der Schwefel wird theils durch Aussaigern, d. h. durch Ausschmelzen, theils durch Erhitzung solcher Kiese, welche einen Ueberschuß von Schwefel haben, erhalten und kommt theils in Stangenform, Stangenschwefel, theils in Pulverform als sogenannte Schwefelblumen in den Handel. Höchst fein zertheilt als sogenannte Schwefelmilch wird er bei der Zersetzung eines in Wasser gelösten Ueberschwefelmetalles durch irgend eine Säure erhalten.[22])

Der Schwefel kann so wohl in spitzen Rhombenoctaëdern, als auch in schiefen rhombischen Säulen krystallisiren, die von verschiedenem specif. Gewicht sind (mittleres specif. Gewicht = 2,0), hat eine eigenthümliche gelbe Farbe, ist spröde, negativ idioelectrisch und ein schlechter Leiter der Wärme, schmilzt bei + 112° zu einer hellgelben beweglichen Flüssigkeit, welche bei 160° braun, dick und zähe wird und bei + 250° in Wasser geworfen tagelang eine braune, zähe und weiche Masse darstellt. Bei + 420° kommt der Schwefel ins Kochen und verwandelt sich in einen braunrothen Dampf. Der Schwefel hat keinen Geruch und Geschmack und löst sich nicht in Wasser, wenig in Weingeist und Aether, leicht in fetten Oelen und in seinen Verbindungen mit Kohlenstoff oder Chlor.

Der Schwefel wird zu Schwefelfäden und Schwefelhölzern, zu überschwefelten Lappen und Papier, zum Kitten, zur Bereitung des Schießpulvers, zur Erzeugung schwefeliger Säure für das Schwefeln der Wolle, der Seide, der Strohgeflechte u. s. w., für die Fabrikation der Schwefelsäure, für die Tödtung schädlicher Insecten u. s. w., ferner zur Bereitung verschiedener Schwefelmetalle und häufig in der Medicin benutzt.

Der Schwefel verbindet sich mit allen einfachen Stoffen, theils unmittelbar, theils mittelbar, und mit vielen derselben unter Feuererscheinung; er zeigt sich hierbei sowohl als ein Zünder, als auch als ein Brenner, d. h. er kann sowohl das Brennen anderer Körper hervorrufen und unterhalten, als auch selbst verbrennen. Die Verbindungen des Schwefels mit den Metallen entsprechen fast durchgehends deren Oxyden und heißen Schwefelmetalle oder

Sulphide; sie sind von saurer und basischer Natur und verbinden sich unter einander zu Schwefelsalzen. Die meisten Schwefelmetalle werden dadurch erkannt, daß sie in Berührung mit Salzsäure Schwefelwasserstoff entwickeln oder bei der Digestion mit Salpetersäure Schwefelsäure bilden.

Der Schwefel kann sich in 7 verschiedenen Verhältnissen mit Sauerstoff verbinden; diese Verbindungen sind sämmtlich saurer Natur, aber nur zwei derselben von allgemeinem Interesse. Unmittelbar erzeugt sich aus Schwefel und Sauerstoff nur die

Schwefelige Säure.

Diese Säure findet sich in vulkanischen Gegenden theils gasförmig, theils in Wasser gelöst, geht aber dann durch weitere Oxydation in Schwefelsäure über. Sie wird gebildet, wenn Schwefel an der Luft oder in Sauerstoffgas bis auf 150° erhitzt wird, wobei er sich entzündet und mit blaß bläulicher Flamme zu schwefeliger Säure verbrennt. Diese bildet sich auch bei der theilweisen Desoxydation der Schwefelsäure durch brennbare Körper oder bei der Erhitzung des Schwefels mit sauerstoffreichen Metalloxyden, z. B. mit Braunstein.[23]) In allen diesen Fällen treten gleiche Gewichtstheile Schwefel und Sauerstoff zusammen und die schwefelige Säure besteht demnach und da sich in ihren neutralen Salzen der Sauerstoff der Basis zu dem der Säure wie 1 : 2 verhält, aus 1 Mischungsgewicht Schwefel und 2 Mischungsgewichten Sauerstoff oder aus 16 Gewichtstheilen Schwefel und 16 Gewichtstheilen Sauerstoff, wonach sie mit SO_2 (= 32,0) bezeichnet wird.

Die schwefelige Säure ist gasförmig, läßt sich aber durch starken Druck oder Abkühlung bis — 20° zu einer tropfbaren Flüssigkeit verdichten, welche an der Luft so rasch und mit so bedeutender Abkühlung ihrer Umgebung verdünstet, daß ein Theil derselben zu einer weißen Masse erstarrt. Sie hat einen erstickenden Geruch und ekelhaften Geschmack, löst sich reichlich in Wasser und Weingeist und verbindet sich mit vielen Farbstoffen, wobei dieselben farblos, aber durch längere Einwirkung der Luft wieder farbig werden. Sie ist nicht athembar und unterhält nicht das Verbrennen.

Die schwefelige Säure bildet mit den basischen Oxyden die **schwefeligsauren Salze**, die zum kleinen Theil löslich, meist unlöslich sind und daran erkannt werden, daß sie beim Uebergießen mit stärkeren Säuren unter Aufbrausen den erstickenden Geruch der schwefeligen Säure entwickeln; sie gehen durch die Einwirkung des atmosphärischen Sauerstoffgases rasch in schwefelsaure Salze über.

Die schwefelige Säure wird sowohl in Gasform, als auch und zweckmäßiger in ihrer wäßrigen Lösung zum Bleichen der Seide, Wollengarne und Tuche, des Casimirs, der Darmsaiten, Badeschwämme, Stroh- und Spangeflechte, der Knochengallerte, zur Vertilgung der Flecken aus Tischzeug u. s. w., ferner zum Schwefeln der Weinfässer, um wegen ihrer sauerstoffanziehenden Eigenschaft die Gährung zu verhüten, zur Löschung brennender Schornsteine, zur Vertilgung der Raupen und Insecten benutzt. Auch die schwefeligsauren Salze sind zum Bleichen vorgeschlagen worden und das schwefeligsaure Natron kommt als sogenanntes **Antichlor** in Handel und dient dazu, das in der Schnellbleiche zurückbleibende Chlor in den Zeugen zu binden und zur weiteren Einwirkung auf die Pflanzenfaser unfähig zu machen. Auch wird die schwefelige Säure medicinisch und zwar in Dampfform als Bad und im verdichteten flüssigen Zustande zur Erregung niedriger Temperaturgrade benutzt.

Kommt Zink oder Eisen mit schwefeliger Säure und Wasser, z. B. auf 2 Mischungsgewichte der ersteren 3 Mischungsgewichte der letzteren zusammen, so werden $^2/_3$ der schwefeligen Säure zersetzt, indem sich die Hälfte ihres Sauerstoffs mit dem Metall verbindet und dagegen eine neue Säure, sogenannte **unterschwefelige Säure** (S_2O_2) bildet, welche sich mit dem basischen Oxyd verbindet und mit schwefeligsaurem Salz im Wasser löst ($3SO_2 + 2Zn = ZnO, S_2O_2 + ZnO, SO_2$). Die unterschwefelige Säure zerfällt rasch bei der Zersetzung ihrer Salze in schwefelige Säure und Schwefel und ist deßhalb von Interesse, als sie mitunter ein Bestandtheil der käuflichen Soda ist und dieser dann die Eigenschaft ertheilt, mit salpetersaurem Quecksilberoxydul einen schwarzen Niederschlag zu geben.

Wird schwefelige Säure in Wasser gelöst der Einwirkung des atmosphärischen Sauerstoffgases ausgesetzt, so verwandelt sie sich in

Schwefelsäure.

Die Umwandlung der schwefeligen Säure in Schwefelsäure findet noch rascher statt, wenn zugleich Stickstoffoxydgas vorhanden ist, welches sich durch den Sauerstoff der atmosphärischen Luft in salpetrige Säure verwandelt, diese aber den aufgenommenen Sauerstoff sogleich wieder an die schwefelige Säure abgiebt; auch beim Leiten der schwefeligen Säure mit Sauerstoffgas oder atmosphärischer Luft über erhitzten Platinschwamm entsteht Schwefelsäure. Die schwefelige Säure nimmt in diesen Fällen noch halb so viel Sauerstoff, als sie bereits enthält, auf und die entstandene Schwefelsäure besteht demnach, und da sich in ihren neutralen Salzen der Sauerstoff der Basis zu dem der Säure wie 1 : 3 verhält, aus 1 Mischungsgewicht Schwefel und 3 Mischungsgewichten Sauerstoff oder 16 Th. Schwefel und 24 Th. Sauerstoff und wird ihre Zusammensetzung durch SO_3 (= 40,0) ausgedrückt.

Natürlich findet sich die Schwefelsäure und zwar auch erst aus schwefeliger Säure gebildet, in einigen vulkanischen Quellen frei; in großer Menge findet man sie an basische Oxyde, namentlich an die alkalischen und reinen Erden, so wie auch an einige Oxyde der schweren Metalle gebunden im Mineralreich und benutzt man so wohl ihre Eisenoxydulverbindung, als auch verbrennenden Schwefel unter Mitwirkung von Wasser, Stickstoffoxydgas und atmosphärischer Luft zu ihrer Bereitung.[24])

Die Schwefelsäure des Handels ist ein Hydrat von ölartiger Consistenz daher ihre frühere Bezeichnung (und zugleich ihre Abstammung andeutend) Vitriolöl ist, mehr oder weniger gefärbt und von rauchender oder nicht rauchender Beschaffenheit. Diese Eigenschaft ist abhängig von einer Quantität wasserfreier Schwefelsäure, welche ziemlich flüchtig ist und aus der umgebenden Luft Feuchtigkeit anzieht; wird die rauchende Schwefelsäure erhitzt, so geht die wasserfreie Säure im Anfang als Nebel nach einer kühl zu haltenden Vorlage über und verdichtet sich hier zu farblosen, asbestartigen Krystallen. Bei weiterer Destillation geht, wie bei der Erhitzung der nicht rauchenden Säure, die Schwefelsäure als ein farbloses Hydrat, welches gegen 18% Wasser enthält (SO_3, Aq.) und bei 326° siedet, über. Aus der rauchenden Schwefelsäure scheidet sich beim Abkühlen ein anderes Hydrat mit geringerem Wasser-

gehalt ($2SO_3$, Aq.) und aus einer mehr als 18% Wasser enthaltenden Schwefelsäure ein drittes Hydrat schon bei + 4° in sehr regelmäßigen durchsichtigen Krystallen (SO_3, 2Aq.) ab. Die reinste concentrirte Schwefelsäure (SO_3, Aq.) ist von 1,845 specif. Gewicht und erstarrt erst bei — 34° in sechsseitigen Säulen. Sie zieht aus der Luft nach und nach die 5 — 6fache Menge Wasser an, entwickelt beim raschen Vermischen mit Wasser viel Wärme, schmeckt in sehr verdünntem Zustande rein sauer, wirkt im concentrirten Zustand ätzend, zerstört, mit Ausnahme des Indigos und des Krapproth, alle organischen Körper und verkohlt sie dabei durch Wasserentziehung.

Die Schwefelsäure bildet mit den Basen mehrere Reihen von schwefelsauren Salzen, von denen bei den neutralen der Sauerstoff der Basis sich zu dem der Säure wie 1 : 3 verhält. Die in Wasser löslichen Salze zeichnen sich dadurch aus, daß sie bei der Vermischung mit einem Barytsalz einen weißen, in Salpetersäure unlöslichen Niederschlag geben; die unlöslichen Salze werden durch ihr Verhalten gegen Kohle erkannt, indem sie mit dieser beim Erhitzen Schwefel entlassen oder einen Körper geben, welcher beim Uebergießen mit Salzsäure eine nach faulen Eiern riechende Gasart entwickelt.

Die Schwefelsäure hat eine sehr vielseitige Anwendung; sie dient zur Abscheidung und Gewinnung der Salpetersäure, des Chlors, der Salzsäure, der Phosphorsäure, Borsäure, Essigsäure und mehrerer anderer Pflanzensäuren, zur Fabrikation des Glaubersalzes, Bittersalzes, Alauns, des Kupfer-, Zink- und Eisenvitriols, den Zinngießern, Knopffabrikanten, Schmelzarbeitern und Vergoldern zur Reinigung der Metalle von der ihnen aufsitzenden Metallkruste, überhaupt zum Beizen verschiedener Metalle, in den Bleichereien als Sauerbad für Leinwand und Kattune, in den Färbereien und Druckereien zum Lösen des Indigos und rothen Krappfarbstoffes und zum Drucken gewisser Zeuge, den Kürschnern, Gerbern und Hutmachern zur Bereitung des Filzes, den Oelfabrikanten zur Raffination des Oeles, den Lichterfabrikanten zum Härten des Talges, ferner bei der Fabrikation des Stärkesyrups und Stärkezuckers, zur Bereitung von Feuerzeugen und Stiefelwichse, überhaupt bei fast allen Künsten und Gewerben. Der Chemiker benutzt sie zur Aufsaugung des Wassers aus anderen Körpern, um diese auszutrocknen, zur Bestimmung der Menge der atmosphärischen Feuchtigkeit, zur Bereitung des einfachen und mehrerer zu-

sammengesetzten Aetherarten, als Erkennungsmittel für Baryt u. s. w.; der Arzt verwendet sie theils äußerlich, theils innerlich als Heilmittel, zum Blutstillen u. s. w. Betrügerischer Weise wird sie auch zur Schärfung des Essigs und Branntweins benutzt, worin sie leicht durch das Verhalten gegen Barytsalze, indem sie bei der geringsten Quantität einen in Salpetersäure unlöslichen Niederschlag veranlaßt, noch einfacher aber dadurch erkannt wird, daß man mit dem verdächtigen Essig oder Branntwein eine geringe Quantität Zucker eindampfen läßt, der nach der Entfernung der weingeistigen und wäßrigsauren Theile verkohlt wird, sobald Schwefelsäure vorhanden ist.

Sehr verdünnte Schwefelsäure (1 Pfd. mit 400 Pfd. Wasser) wird für die Bodenarten, besonders für die kalkreichen, als ein kräftiges Erregungsmittel der Vegetation benutzt, was dadurch bedingt ist, daß sie theils den Kalk zersetzt und ihn zur Auffaugung in die Pflanzen tauglicher macht, theils aber auch die ammoniakalischen Dämpfe fixirt und diese gegen die Verdunstung in die atmosphärische Luft schützt. Auch dient sie zur Fixirung des Ammoniaks in der Mistjauche.

Als bestes Gegenmittel gegen die durch die Berührung oder den Genuß von concentrirter Schwefelsäure zu befürchtenden Folgen ist schnell mit Wasser angerührte (nicht ausgelaugte) Holzasche, bei innerlichem Gebrauch mit Wasser angerührte Magnesia anzuwenden.

Der Schwefel läßt sich, aber nur mittelbar, in zwei Verhältnissen mit Wasserstoff verbinden; die eine Verbindung ist, obgleich sie nur nahe 1 ¼ Proc. Wasserstoff ($=S_5H$) enthält, ölartig und hat nur wissenschaftliches Interesse; von Wichtigkeit ist aber die zweite Verbindung, welche eine Wasserstoffsäure ist, nämlich die

Schwefelwasserstoffsäure.

Diese wird auch, aus dem Griechischen abgeleitet, Hydrothionsäure genannt und entsteht immer, wenn Schwefel und Wasserstoff im Moment ihres Freiwerdens aufeinander wirken, wobei sich 16 Th. des ersteren mit 1 Th. des letzteren verbinden, die Schwefelwasserstoffsäure also aus gleichen Mischungs-

gewichten Schwefel und Wasserstoff besteht und durch SH (= 17,0) bezeichnet wird. Sie erzeugt sich bei der Fäulniß und trocknen Destillation schwefelhaltiger organischer Stoffe, findet sich an Wasser und Schwefelbasen gebunden in den Schwefelquellen und wird durch Behandlung von Schwefeleisen oder Schwefelantimon mit Schwefelsäure oder Salzsäure erhalten.[25])

Die Schwefelwasserstoffsäure ist gasförmig und von 1,117 specif. Gewicht, läßt sich durch Abkühlung und starken Druck zu einer farblosen Flüssigkeit verdichten, reagirt schwach sauer, riecht höchst unangenehm nach faulen Eiern, hat einen säuerlichen, ekelhaft süßlichen und säuerlichen Geschmack, wirkt beim Einathmen schnell tödtlich (Gegengift ist Chlor), verbrennt an der Luft erhitzt mit bläulicher Flamme zu Wasser und schwefeliger Säure, löst sich in der 2—3fachen Raummenge Wasser, wird in Berührung mit Wasser an der Luft, für sich auch durch Chlor zersetzt, verwandelt viele aufgelöste Metalloxyde in unlösliche Schwefelmetalle und verbindet sich mit Schwefelbasen zu Schwefelsalzen.

Die Schwefelwasserstoffsäure wird vorzüglich in der analytischen Chemie zur Erkennung und Abscheidung verschiedener Metalle[26]) und in der gerichtlichen Chemie zur Bestimmung mehrerer metallischen Gifte benutzt und ist auch zur Gelbfärbung von mit Cadmiumsalzen oder arseniger Säure gebeizten Zeugen und zur Vertilgung von Ratten vorgeschlagen worden. Früherhin benutzte man eine durch Schütteln von Schwefelcalcium mit Weinsteinsäure und Wasser erhaltene schwefelwasserstoffhaltige Flüssigkeit als sogenannte Hahnemann-sche Weinprobe zur Erkennung eines Bleigehaltes in Wein, welcher durch Bleioxyd von freier Säure befreit worden ist, was jetzt nur selten geschieht, aber unabsichtlich durch Reinigen der Weinflaschen mit Bleischrot herbeigeführt werden kann. Diese Weinprobe oder das mit Schwefelwasserstoffgas gesättigte Wasser kann zum Waschen der Haare nach dem Gebrauch der Bleipomade benutzt und so jene rasch schwarz gefärbt werden.

Der Schwefel verbindet sich mit dem Stickstoff auf dem Wege der doppelten Wahlverwandtschaft — aus Chlorschwefel und in Weingeist gelöstem Ammoniak — zu einer gelben oder grünen, aus Aether krystallisirbaren Substanz (S_3N), welche durch Stoß oder rasche Erhitzung explodirend zersetzt wird.

Mit dem Kohlenstoff verbindet sich der Schwefel in hoher Temperatur und bei Abschluß der Luft zu

Schwefelkohlenstoff,

wobei sich 6 Th. Kohle mit 32 Th. Schwefel verbinden, dieser also aus 2 Mischungsgewichten Schwefel und 1 Mischungsgewicht Kohlenstoff besteht und mit CS_2 (= 38,0) bezeichnet wird; er bildet sich auch bei der Erhitzung schwefelreicher Schwefelmetalle mit Kohle.[27])

Der Schwefelkohlenstoff, welcher wegen seiner ungemeinen Flüchtigkeit auch Schwefelalkohol genannt wird, ist tropfbarflüssig, farblos, von 1,272 specif. Gewicht und starkem Lichtbrechungsvermögen, verursacht beim Verdunsten eine bedeutende Temperaturerniedrigung, ist ungemein brennbar, entwickelt beim Verbrennen eine bedeutende Hitze, löst sich nicht in Wasser, aber in Weingeist, Aether und Oelen, ist ein Lösungsmittel für Schwefel, Phosphor und verschiedene Harze, entläßt in der Hitze seinen Schwefel an Metalle und verbindet sich mit Schwefelbasen zu Schwefelsalzen, welche durch Säuren zersetzt die Kohlenschwefelwasserstoffsäure (CS_3H) als eine braune, ölige, leicht zersetzbare Flüssigkeit geben.

Man benutzt den Schwefelkohlenstoff theils zur Erregung sehr niedriger Temperaturgrade (bis zum Gefrieren des Quecksilbers), theils zur Bereitung verschiedener Firnisse, wie zur Lösung des Bernsteins, Mastix's, Caoutschouc's u. s. w., theils als Heizmaterial für kleine chemische Schmelz- und Glühprocesse, theils medicinisch.

Mit dem Cyan verbindet sich der Schwefel zu einem zusammengesetzten Radical, Schwefelcyan oder Rhodan benannt.

Der Schwefel bildet mit dem Chlor fünf verschiedene Verbindungen, von denen sich drei unmittelbar durch Einwirkung beider Elemente, zwei aber nur in Verbindung mit andern Körpern darstellen lassen. Diese Verbindungen sind von flüssiger Beschaffenheit und widrigem Geruch und Geschmack; sie haben nur wissenschaftliches Interesse; ein Gleiches gilt von den Verbindungen des Schwefels mit Brom und Jod.

---

10. Selen.

Selenium. Se = 39,7 oder 495,28.

Dieser den Schwefel, wenn auch nur in sehr geringer Menge, häufig begleitende und in dem chemischen Verhalten ihm ganz analoge Körper ist fest, bräunlichschwarz, stark glänzend, von 4,3 specif. Gewicht, schmelzbar und mit blauer Flamme brennbar, wobei sich Selenoxyd oder selenige Säure (SeO und SeO_2) bildet und ein Geruch nach faulem Rettig verbreitet. Das Selen bildet beim Glühen mit Salpeter Selensäure (SeO_3) und wird aus seinen Verbindungen mit Metallen durch wasserhaltige Säuren als Selenwasserstoff (SeH) gasförmig abgeschieden.

Das Selen hat nur insofern Interesse, daß es sich mitunter in dem Schwefel des Handels vorfindet und bei dessen Verarbeitung mit in die Präparate übergeht, wie z. B. in die Schwefelsäure, welche in diesem Fall beim Verdünnen mit Wasser das Selen in rothen Flocken fallen läßt. Auch wird es aus seinen Lösungen durch schwefelige Säure und aus seinen Verbindungen mit Metallen durch Glühen mit Salmiak abgeschieden und an der rothen Farbe, so wie durch den beim Verbrennen sich verbreitenden Geruch leicht erkannt.

---

11. Tellur.

Tellurium. Te = 64,25 oder 801,76.

Dieser der Reihe der Metalle angehörende Körper ist wie das Selen ein Analogon des Schwefels. Das Tellur findet sich nur an wenigen Orten und in geringer Menge, aber stets mit Schwefel oder mit andern Metallen verbunden und hat nur ein wissenschaftliches Interesse; es bildet mit dem Sauerstoff zwei der schwefeligen Säure und der Schwefelsäure analoge Säuren (tellurige Säure und Tellursäure) und mit Wasserstoff eine dem Schwefelwasserstoff entsprechende Verbindung, den Tellurwasserstoff; auch die übrigen Tellurverbindungen entsprechen denen des Schwefels.

12. Bor.

Borium. B = 10,914 oder 136,204.

Das Bor ist die brennbare Grundlage der Borsäure, der einzigen natürlich im freien und im gebundenen Zustand vorkommenden Verbindung dieses Elementes, und wird aus dieser mittels Kalium isolirt.

Das Bor stellt eine zerreibliche, dunkel grünlichbraune, das Glas nicht ritzende, schwere, geruch- und geschmacklose, unschmelzbare und feuerbeständige Masse dar, welche sich im ungeglühten Zustand in Wasser löst und, bis auf 300° an der Luft erhitzt, unter Funkensprühen und mit röthlicher Lichtentwicklung zu

Borsäure

verbrennt, wobei 10,9 Th. Bor 24 Th. Sauerstoff aufnehmen und die Borsäure demnach, und weil in den neutral angenommenen Salzen der Sauerstoff der Basis sich zu dem der Säure wie 1 : 3 verhält, aus 1 Mischungsgew. Bor und 3 Mischungsgew. Sauerstoff besteht und mit BO_3 (= 34,915) bezeichnet wird. Sie findet sich theils frei, die Hauptmasse des in Toscana vorkommenden Sassolins ausmachend, theils verbunden mit Natron im Tinkal und Borax (woher auch der Name Bor für das Radikal und Boraxsäure) in mehreren Seen Asiens und mit Magnesia im Boracit, sowie auch noch mit einigen andern Erden verbunden im Mineralreich. Sie wird theils aus dem Sassolin, theils aus dem Borax gewonnen.[28])

Die Borsäure krystallisirt mit 44 % Wasser (BO_3, 3Aq.) in weißen, perlmutterglänzenden, durchscheinenden, etwas zähen, fettig anzufühlenden Blättchen, welche bei 100° die Hälfte und erst in der Glühhitze die zweite Hälfte Wasser verlieren und sich dabei in eine farblose und durchsichtige, feuerbeständige, nach dem Erkalten spröde und glasartige Masse verwandeln; sie ist mit Wasserdämpfen etwas flüchtig, hat einen mehr bitterlichkühlenden, als säuerlichen Geschmack und löst sich in Wasser und Weingeist; die weingeistige Lösung bräunt Curcumäpapier und verbrennt beim Anzünden mit zeisiggrüner Farbe.

Auf trocknem Wege hat die Borsäure die stärkste Affinität zu den basischen Oxyden und scheidet aus deren Salzen alle Säuren. Die borsauren Salze enthalten auf 1 Mischungsgewicht Basis 2/3, 1 1/3, 1 1/2, 2, 3, 4 und 6 Mischungsgewichte Säure; sie sind nur zum Theil in Wasser, sämmtlich in Salpetersäure löslich und schmelzen fast sämmtlich in der Hitze zu durchsichtigen, glasartigen Massen, welche je nach dem Metalloxyd eine eigenthümliche Farbe haben und deßhalb für die analytische Chemie bei den Löthrohrversuchen von großer Wichtigkeit sind.[29]) Auf nassem Wege werden die borsauren Salze durch die meisten Säuren zersetzt und sie lassen sich dadurch erkennen, daß sie mit Schwefelsäure und Weingeist erhitzt und entzündet der Flamme des letztern eine zeisiggrüne Färbung ertheilen.

Die Borsäure wird bei Löthrohrversuchen und technisch zur Bereitung des künstlichen Boraxes, zur Darstellung von Glasflüssen und Flintglas, zur Färbung des Goldes, welches durch Schmelzen damit blaßgelb wird, benutzt und man hat auch in der Kattundruckerei von ihr Anwendung gemacht; früher diente sie auch als Heilmittel.

Die übrigen Verbindungen des Bors haben nur wissenschaftliches Interesse, wie z. B. der Borstickstoff, der als ein zusammengesetztes Radikal zu betrachten ist, das Borfluorid, welches sich mit basischen Fluormetallen verbindet, und der Borschwefel, welcher sich mit heftiger Reaction in Wasser zu Schwefelwasserstoff und Borsäure zersetzt und nach der Annahme eines französischen Naturforschers als die Quelle der borsäurehaltigen Lagunen Toscana's betrachtet wird.

---

13. Kiesel.

Silicium. S = 22,3 oder 277,77.

Der Kiesel ist die brennbare Grundlage der Kieselerde, der einzigen bekannten, in der Natur vorkommenden Verbindung dieses Elementes, und wird aus seiner Verbindung mit Fluor durch Kalium in der Hitze isolirt.

Der Kiesel stellt ein braunes, stark schmutzendes, schweres, feuerbeständiges, geruch- und geschmackloses Pulver dar, welches sich nur in mit Salpeter-

säure vermengter Fluorwasserstoffsäure löst und, wenn es nicht zuvor im luftleeren Raum erhitzt worden war, bei der Glühhitze verglimmt und in

Kieselsäure

verwandelt wird, wobei 22,3 Th. Kiesel 24 Th. Sauerstoff aufnehmen und die Kieselsäure demnach, und da in den neutral angenommenen Salzen der Sauerstoff der Basis zu dem der Säure sich wie 1 : 3 verhält, aus 1 Mischungsgewicht Kiesel und 3 Mischungsgewichten Sauerstoff besteht und durch SiO_3 (= 46,3) ausgedrückt wird.

Die Kieselsäure, welche früher zu den Erden gerechnet und deßhalb auch Kieselerde benannt wurde, findet sich zum Theil ganz rein und dann meist in schön krystallisirten Formen, wie im Bergkrystall, Amethyst und Quarz, weniger rein im Quarzsand und Sandstein, mit Wasser im Opal, mit wenig fremden Oxyden im Achat, mit etwas Thonerde, Eisenoxyd und Wasser im Feuerstein, mit mehr Thonerde, Eisenoxyd, Kali, Natron und Magnesia im Bimsstein, ferner als Tripel und Polirschiefer, sowie in vielen Quellwässern, wie namentlich reichlich in den heißen Quellen Islands, und bildet, mit den verschiedenen basischen Oxyden der unedlen Metalle verbunden, eine große Klasse von Mineralkörpern, welche Silicate genannt werden. Auch der Pflanzenwelt ist sie nicht fremd, indem wohl alle Pflanzen etwas und manche sehr viel davon enthalten, und namentlich die Gräser in ihren Blättern (wodurch das Schneidende derselben veranlaßt wird) und Halmen reich daran sind. Auch im thierischen Körper, wie z. B. in den Zähnen, im Harn und in manchen Blasensteinen findet sich etwas Kieselsäure.

Die Kieselsäure ist im feuchten Zustand, wie sie durch Zersetzung eines in Wasser gelösten kieselsauren Alkali oder durch Einleiten von Fluorkieselgas in Wasser erhalten wird, griesig-gallertartig und etwas in Wasser und verdünnten Mineralsäuren löslich; nach dem Auswaschen, Trocknen und Glühen stellt sie ein weißes, lockeres, zwischen den Zähnen knirschendes, geruch- und geschmackloses Pulver dar und ist in Wasser und, mit Ausnahme der Fluorwasserstoffsäure, in allen Säuren unlöslich.

Die ungeglühte Kieselsäure verbindet sich schon auf nassem Wege mit den ätzenden Alkalien, die geglühte aber nur in der Schmelzhitze mit den

Oxyden der unedlen Metalle, selbst wenn diese mit sehr mächtigen Säuren verbunden sind. Die kieselsauren Salze sind in sehr verschiedenen Verhältnissen zusammengesetzt, sämmtlich feuerbeständig und bei vorherrschender Säure mehr oder weniger leicht schmelzbar, durchsichtig und nicht in Wasser löslich; die alkalireichen Salze lösen sich in Wasser und werden durch die meisten Säuren, selbst durch die Kohlensäure der Luft zersetzt, während die übrigen und die natürlich vorkommenden meist erst nach der Schmelzung mit einem Alkali in Säuren löslich werden. Sie lassen sich leicht dadurch erkennen, daß ihre Lösungen in Säuren beim Erhitzen oder Verdampfen gelatinös werden, indem sich dann die Kieselsäure hydratisch abscheidet.

Die Kieselsäure hat eine höchst verbreitete Anwendung; der Bergkrystall und Amethyst werden zur Darstellung von Schmucksachen, der erstere auch zu Brillengläsern und kleinere Stücke zur Verfertigung von Glasflüssen, der Quarz zur Darstellung von Reibschalen, Farben- und Glättsteinen, zur Fabrikation der bessern und feinern Glassorten, des Porzellans, Steingutes, der feineren irdenen Waaren, der Smalte, zur Verarbeitung für Mühlsteine, als Baumaterial, Chausseepflasterstein u. s. w., der Feuerstein zur Verfertigung von Flintensteinen, Reibschalen und Glättsteinen, bei der Fabrikation des englischen Steingutes und Flintglases, sowie zum Schleifen von Glas und Metall, der Bimsstein zum Schleifen des Holzes, Elfenbeins, Filzes, Pergamentes, Leders, der Metallflächen, des Marmors und Alabasters, auch zum Glasüren von Töpferzeug, zur Fabrikation von Steinpappe und als Zusatz für Kalkmörtel, der Sand zur Fabrikation der gewöhnlichen Glassorten, der Smalte und des Mörtels, zum Schleifen, Putzen und Scheuern, als Formsand für Gußwaaren u. s. w., der Sandstein für ähnliche Zwecke und zum Reinigen des Wassers, der Tripel und Polirschiefer zum Putzen der Metalle, Steine, Gläser u. s. w. benutzt. Die Kieselsäure bildet überhaupt fast durchgehends den sauren Bestandtheil der Glasarten, welche aus kieselsauren Alkalien, mit kieselsauren Erdalkalien oder kieselsauren schweren Metalloxyden verbunden, bestehen.

Die Kieselsäure ist auch für die Agronomie von Wichtigkeit, indem sie zur Ausbildung vieler Pflanzen nothwendig ist; der Gehalt an Kieselsäure in den Pflanzen ist aber nicht durch den Quarzsand oder Quarzgrus, welcher den

Hauptbestandtheil der Ackererde ausmacht und hierin eine dem Stickstoffgas in der atmosphärischen Luft ähnliche Rolle zu spielen scheint, indem er die Wirkungen der unmittelbar thätigen Gemengtheile des Bodens mildert, ihnen die schädlichen Einflüsse, welche bei ihrem alleinigen Vorhandensein auf die Vegetation wirken würden, benimmt und eine vielfache Berührung mit der atmosphärischen Luft verursacht, sondern dadurch bedingt, daß im Boden kieselsaure Verbindungen enthalten sind, welche durch den Einfluß der atmosphärischen Kohlensäure und Feuchtigkeit und durch den Wechsel der Temperatur eine Zersetzung erleiden; die frei gewordene Kieselsäure wird theils durch das kohlensäurehaltige Wasser, theils durch die sauren Secretionsproducte, welche aus den Pflanzen durch die Wurzeln dem Boden zugeführt werden, aufgelöst und zur Assimilation für die Pflanzen vorbereitet. Namentlich sind es die Feldspatharten und feldspathhaltigen Gesteine, wie der Granulit, Granit, Gneis, Porphyr, Klingstein, Trachit, Pechstein, Perlstein, Obsidian und Bimsstein, sowie der Glimmer und glimmerhaltige Gesteine, welche wegen ihres Alkaligehaltes der Verwitterung durch atmosphärische Einflüsse ausgesetzt sind und die Bildung der Ackererde veranlassen und veranlaßt haben, wobei zugleich die Kieselsäure in einen löslichen Zustand abgeschieden wird.

Der Kiesel läßt sich auch mit Wasserstoff, Kohlenstoff, mit den Salz- und Kieszeugern verbinden, jedoch ist nur seine Verbindung mit Fluor von einigem Interesse, da sie sich beim Aetzen des Glases durch Fluorwasserstoffsäure bildet und in reinem Zustand als farbloses Gas, erhalten durch Einwirkung concentrirter Schwefelsäure auf ein Gemenge von Flußspath und Quarz, zur Gewinnung des Kiesels dient. Die Entstehung des Kieselfluorides bei der Bereitung der Flußspathsäure in gläsernen oder porzellanenen Gefäßen durch deren Kieselsäuregehalt ist die Ursache des Zerfressens dieser Gefäße. Das Kieselfluorid verbindet sich mit Fluorwasserstoffsäure zu Kieselfluorwasserstoffsäure, die in Wasser und Weingeist löslich ist und als Erkennungs- und Fällungsmittel für Kali dient.

---

14. Phosphor.

Phosphorus. P = 31,0 oder 387,84.

Der Phosphor bildet mit dem Arsen und Antimon, die jedoch in ihrem Aeußeren eine große Verschiedenheit haben, eine Gruppe, deren einzelne Glieder sich zwar wie die der Salz- und Kieszeuger mit Sauerstoff und Wasserstoff verbinden und mit ersteren saure Oxyde bilden, aber sich von jenen dadurch unterscheiden, daß ihre Wasserstoffverbindungen nicht saurer und, obgleich sie in ihrer Zusammensetzung der Verbindung des Stickstoffs mit Wasserstoff zu Ammoniak entsprechen, nicht basischer Natur, sondern neutral sind.

Der Phosphor macht die brennbare Grundlage einer Säure aus, welche mit Kalk verbunden die Substanz der thierischen Knochen bildet; er findet sich ferner nicht oxydirt in einigen organischen Substanzen, wie im Eiweiß und Hirnfett, und oxydirt und mit basischen Körpern verbunden in verschiedenen Theilen des thierischen Organismus und in der Pflanzenwelt, wo er mit Magnesia verbunden vorzugsweise in den Gramineen und hauptsächlich in den Früchten der Cerealien vorkommt. Auch findet sich der Phosphor im oxydirten Zustand in einigen Mineralien, wie mit Kalk im Apatit und mit Eisen im Sumpferz, auch in einigen Mineralwässern. Er wird mittels Desoxydation der Knochensäure durch Kohle bei hoher Temperatur gewonnen. [30])

Der Phosphor ist gelb und wachsähnlich durchscheinend, wird unter Wasser weiß, am Lichte roth, bei schneller Abkühlung mitunter schwarz, ohne in einem dieser Fälle etwas aufzunehmen, ist von 1,77 specif. Gewicht und in Rhombendodecaëdern krystallisirbar, bei mittlerer Temperatur zähe und schneidbar, bei 0° spröde und schon bei gewöhnlicher Temperatur etwas flüchtig, schmilzt bei 45° und verwandelt sich bei 250° in Dampf, leuchtet im Dunkeln im lufterfüllten und luftleeren Raum, in Wasserstoffgas und Stickstoffgas, aber in reinem Sauerstoffgas erst bei 24°, hat einen knoblauchartigen Geruch und scharfen Geschmack, wirkt giftig und löst sich nicht in Wasser, aber in Weingeist, Aether, Oelen, Schwefelkohlenstoff, Chlorphosphor und Schwefelphosphor.

Der Phosphor verbindet sich und zwar zum Theil unmittelbar mit den meisten nicht metallischen und metallischen Stoffen, mitunter unter heftiger

Reaction und Feuerentwickelung. Die Verbindungen mit den Metallen haben meist noch etwas Metallisches an sich, sind fest und spröde, wie überhaupt schon ein geringer Phosphorgehalt viele Metalle, namentlich Eisen, verschlechtert.

Der Phosphor wird zur Bereitung reiner Phosphorsäure und zur Anfertigung der sogenannten Phosphorfeuerzeuge, der Streichzündhölzer und Streichzündschwämme, ferner bei eudiometrischen Untersuchungen, als Reagens auf Kupfer, Silber und Gold, zur Tödtung der Ratten, in seinen Lösungen in Oelen zu mancherlei Spielereien, aber auch, jedoch mit großer Vorsicht, medicinisch benutzt.

Der Phosphor verbindet sich mit dem Sauerstoff in vier verschiedenen Verhältnissen; wird er unter Wasser erhitzt und auf den darin schmelzenden Phosphor atmosphärische Luft oder Sauerstoffgas geleitet, so nimmt er auf 62 Th. unter starker Lichtentwicklung 8 Th. Sauerstoffgas auf und verwandelt sich in Phosphoroxyd (P_2O), welches zinnoberroth und für sich schwer entzündlich ist, augenblicklich aber die Entzündung des trocknen Phosphors, wenn er damit gedrückt wird, verursacht. Wird der Phosphor mit einer Lösung von Kali oder einem anderen Alkali erhitzt, so bildet sich unter Wasserzersetzung Phosphorwasserstoff und unterphosphorige Säure (PO), welche mit dem Alkali verbunden ist. Wird der Phosphor bei gewöhnlicher Temperatur der Einwirkung der atmosphärischen Luft ausgesetzt, so oxydirt er sich nach und nach und unter Wasseranziehung zu phosphoriger Säure (PO_3). Erhitzt man hingegen den Phosphor, so entzündet er sich leicht und verbrennt in der atmosphärischen Luft mit blendend weißgelber Flamme, in Sauerstoffgas mit unerträglichem Lichtglanz und mit dichtem, weißem Rauch zu

Phosphorsäure.

Diese entsteht durch die Aufnahme von 40 Gewichtstheilen Sauerstoff in 31 Gewichtstheile Phosphor und sie besteht demnach und da in den neutral angenommenen Salzen der Sauerstoff der Basis sich zu dem der Säure wie 2 : 5 verhält, aus 1 Mischungsgewicht Phosphor und 5 Mischungsgewichten Sauerstoff und wird durch PO_5 ($= 71,0$) bezeichnet.

Diese Säure macht den sauren Bestandtheil der Knochensubstanz (daher auch Knochensäure benannt) aus und findet sich in anderen Theilen des thierischen Körpers und in verschiedenen Pflanzen, mitunter sogar frei, und im Mineralreich besonders an Kalk und Eisen gebunden. Sie wird theils durch Oxydation des Phosphors, theils aus den Knochen gewonnen.[31])

Die wasserfreie Phosphorsäure, wie sie nur durch Verbrennung des trocknen Phosphors in trockner Luft erhalten wird, ist eine schneeähnliche, rein weiße, lockere, geruchlose Masse, welche unter starker Erhitzung Wasser anzieht, in der Rothglühhitze zu einer glasigen Masse schmilzt und bei der Weißglühhitze flüchtig ist. Die Phosphorsäure verbindet sich mit dem Wasser in drei verschiedenen Verhältnissen; die drei Hydrate zeigen aber gegen einige Körper ein verschiedenes Verhalten, weßhalb man die in ihnen enthaltene Phosphorsäure mit α, β und γ Phosphorsäure bezeichnet; so wirkt die Lösung

der	α Phosphorsäure:	β Phosphorsäure:	γ Phosphorsäure:
auf Chlorbaryum:	weiß fällend;	nicht fällend;	nicht fällend;
„ Chlorcalcium:	weiß fällend;	nicht fällend;	nicht fällend;
„ Eiweiß:	coagulirend;	nicht verändernd;	nicht verändernd;
„ salpeters. Silberoxyd:	weiß u. voluminös fällend;	weiß und erdig fällend;	nicht verändernd; aber bei Zusatz von Ammoniak gelb fällend.

Aber die Lösungen der α und β Phosphorsäure verlieren durch längeres Aufbewahren, schneller durch Kochen, ihre abweichenden Eigenschaften und gehen in die Lösung der γ Phosphorsäure über.

Mit den basischen Oxyden verbindet sich die Phosphorsäure ebenfalls in drei Verhältnissen zu phosphorsauren Salzen, welche in ihrer Zusammensetzung den drei Hydraten entsprechen, nämlich α phosphorsaure Salze, welche auf 5 Mischungsgewichte Sauerstoff der Säure 1 Mischungsgewicht Sauerstoff der Basis enthalten, β phosphorsaure Salze, welche auf 5 Mischungsgewichte Sauerstoff der Säure 2 Mischungsgewichte Sauerstoff der Basis oder 1 Mischungsgewicht Sauerstoff der Basis und 1 Mischungsgewicht Sauerstoff des Wassers erhalten, und γ phosphorsaure Salze, welche auf 5 Mischungsgewichte Sauerstoff der Säure 3 Mischungsgewichte Sauerstoff der Basis

oder 2 Mischungsgewichte Sauerstoff der Basis und 1 Mischungsgewicht Sauerstoff des Wassers enthalten. Die α und β phosphorsauren Salze geben mit salpetersaurem Silberoxyd einen weißen (letztere zugleich erdigen), die γ phosphorsauren Salze aber einen gelben Niederschlag. Die phosphorsauren Salze sind zum Theil in Wasser löslich und krystallisirbar, zum Theil unlöslich, sämmtlich aber in Salpetersäure löslich; alle geben beim Erhitzen mit Kohle und Borsäure oder Kieselsäure beim Weißglühen Phosphor und die in Wasser gelösten mit Barytsalzen einen weißen, in Salpetersäure löslichen und mit einem Gemische von schwefelsaurer Magnesia, Salmiak und Ammoniak einen weißen krystallinischen Niederschlag, welcher oft erst nach längerer Zeit oder bei starkem Umrühren entsteht.

Die Phosphorsäure findet mehr in der analytischen Chemie, als Reagens in Verbindung mit Ammoniak auf in Wasser gelöste Magnesiasalze und als Flußmittel, in der Medicin und Diätetik, als säuerndes Mittel für süße Pflanzensäfte, weniger in der Technik, zum Wegätzen der auf Steinen befindlichen Zeichnungen, Anwendung. Von großem Einfluß ist sie aber, wenn auch nicht im freien Zustande, auf den Haushalt der Pflanzen und Thiere, indem sie in Verbindung mit Basen einen wesentlichen Bestandtheil einzelner Theile derselben ausmacht. Die Ueberführung des phosphorsauren Kalkes in den thierischen Organismus geschieht durch den Genuß von Pflanzenspeisen, namentlich aber durch den der Cerealienfrüchte in Form von Weizen-, Roggen- und Gerstenbrod oder anderen Mehlspeisen, welche große Quantitäten phosphorsaurer Salze enthalten und deßhalb auf Boden gebaut werden müssen, worin diese vorhanden sind. Der Boden erhält diese Salze und namentlich phosphorsauren Kalk ursprünglich durch verschiedene Gesteine, welche ihn enthalten, wie Spargelstein, Phosphorit und Apatit, Mineralien, welche zwar nicht in großen Massen, doch ziemlich verbreitet vorkommen und einen selten fehlenden untergeordneten Gemengtheil des Granits, Gneises, Glimmerschiefers u. s. w., durch deren Verwitterung ein großer Theil des tragbaren Ackerbodens erzeugt worden ist, bilden. Der phosphorsaure Kalk in denselben wird theils durch die Kohlensäure und Feuchtigkeit, theils durch die aus den Wurzeln entweichenden sauren Secretionen gelöst und zur Assimilation fähig gemacht. Da wo phosphorsaure Salze im Boden fehlen, müssen dieselben

ihm durch animalische und vegetabilische Düngungsmittel zugeführt werden, wie z. B. durch thierische Excremente und Stroh, oder auch und mit großem Vortheil durch zerkleinerte thierische Knochen, welche wegen ihrer stickstoffhaltigen organischen Bestandtheile zugleich reiche Quellen von Ammoniak sind und durch dieses noch besonders günstig auf die Vegetation wirken; man soll sie auch mit der Hälfte Schwefelsäure und 3- bis 4fachen Menge Wasser angerührt und nach längerer Digestion mit der 100fachen Menge Wasser vermischt auf den Acker vor dem Pflügen aufgesprengt mit großem Vortheil für das Gedeihen der Getreidearten und des Gemüses benutzen können, und 40 Pfund auf diese Weise vorbereitete Knochen sollen hinreichend sein, einen Morgen Landes für drei Ernten, Weizen, Klee und Hülsenfrüchte, mit der hinreichenden Menge von phosphorsauren Salzen zu versehen. Es ist natürlich, daß man auch die phosphorsäurehaltigen Mineralien, wo solche leicht zu erhalten sind, zu gleichen Zwecken verwenden kann.

Der Phosphor verbindet sich, mit Ausnahme des Kohlenstoffs, mit allen bereits abgehandelten Stoffen; keine dieser Verbindungen hat ein allgemeines Interesse und nur das Phosphorwasserstoffgas (PH_3), welches sich bei der Erhitzung des Phosphors mit wäßrigen Alkalien neben unterphosphoriger Säure bildet und beim Eintreten jeder Gasblase in die atmosphärische Luft entzündet, ist als eine chemische Spielerei zu erwähnen.

---

15. Arsen.

Arsenium. As = 75,2 oder 940,0.

Das Arsen ist die brennbare Grundlage des weißen Arseniks und findet sich fast rein im sogenannten Scherbenkobalt, ferner mit Sauerstoff und Schwefel verbunden und in solchen Erzen, welche beim Erhitzen an der Luft einen weißen, knoblauchartig riechenden Dampf verbreiten. Es wird durch Sublimation des Scherbenkobalts oder durch Erhitzen des weißen Arseniks mit Kohle gewonnen. [32])

Das Arsen ist bläulichweiß und stark glänzend, sehr spröde und leicht pulverisirbar, überhaupt für sich ganz metallisch, von 5,7 specif. Gewichte, nicht schmelzbar und bei 180° in grauweißen, knoblauchartig riechenden Dämpfen flüchtig.

Das Arsen verbindet sich mit den meisten nichtmetallischen und metallischen Stoffen, und zwar mit vielen derselben unmittelbar und unter Feuerentwicklung. Die Verbindungen mit den Metallen sind meist metallglänzend, aber leichter schmelzbar und mehr spröde, als die reinen Metalle, wie überhaupt das Arsen schon in geringer Menge hinreichend ist, die Metalle zu verschlechtern.

Man benutzt das Arsen bei der Bereitung des Bleischrotes, da dieses dadurch spröder wird (dieser Gehalt des Bleischrotes an Arsen macht jenes noch gefährlicher zur Reinigung von Flaschen mit rauher Oberfläche, welche zur Aufbewahrung säuerlicher Getränke (Wein, Bier, Essig) benutzt werden, als reines Blei, weil sich neben diesem auch Arsen mit an der rauhen Oberfläche absetzt und später gelöst wird, weßhalb überall die Reinigung mit Bleischrot zu verwerfen ist), ferner zur Darstellung des Weißkupfers oder Tombaks, einer verwerflichen Metallmischung, und mit Wasser übergossen als Fliegengift, wodurch aber auch schon viele Unglücksfälle herbeigeführt worden sind.

Das Arsen verbindet sich in drei Verhältnissen mit Sauerstoff; schon an der Luft läuft es pfauenschweifartig an und bedeckt sich nach einiger Zeit mit einem schwarzen Pulver, Arsenoxyd (AsO) benannt, welches sich nach der Entfernung immer wieder erneuert und zum Theil in Wasser löslich ist. Wird das Arsen an der Luft oder in Sauerstoffgas erhitzt, so verbrennt es mit blaßbläulicher Flamme zu

Arseniger Säure.

Es verbinden sich hierbei 75,2 Theile Arsen mit 24 Theilen Sauerstoff, weßhalb, und da in den neutralen Salzen der Sauerstoff der Basis sich zu dem der Säure wie 2 : 3 verhält, die arsenige Säure aus 1 Mischungsgew. Arsen und 3 Mischungsgew. Sauerstoff besteht und durch AsO_3 (= 99,2)

ausgedrückt wird. Sie findet sich selten als sogenannte Arsenblüthe und wird theils als Nebenproduct, theils als Hauptproduct auf Hüttenwerken als weißer Arsenik in derben Massen oder pulverig als Giftmehl gewonnen.[33])

Die arsenige Säure erscheint theils pulverig, theils cohärent und dann glasartig und von 3,7385 specif. Gewicht, oder porzellanartig, oder in Octaëdern und Tetraëdern und von 3,694 specif. Gewichte, ist unzersetzt und in geruchlosen Dämpfen flüchtig, hat keinen Geruch und einen scharfen, hintennach süßlichen Geschmack, wirkt äußerst giftig auf Thiere und Pflanzen, löst sich wenig in kaltem, leichter in heißem Wasser und wird durch phosphorige Säure und in der Hitze durch Kohle reducirt und in der wäßrigen Lösung durch Schwefelwasserstoff gelb gefärbt, bei Zusatz von Salzsäure auch so gefällt; der Niederschlag löst sich in Alkalien.

Die arsenigsauren Salze sind nur schwierig und undeutlich krystallisirbar, scheiden beim Glühen für sich unter Umsetzung in arsensaure Salze etwas, beim Glühen mit Kohle und Borsäure alles Arsen regalinisch ab, lösen sich, mit Ausnahme der Alkalisalze, nicht in Wasser und geben in ihren Lösungen mit salpetersaurem Silberoxyd einen gelben, in Salpetersäure, Essigsäure und Ammoniak löslichen, mit Baryt oder Bleisalzen einen weißen, in Salpetersäure löslichen Niederschlag und mit Schwefelwasserstoff nur im angesäuerten Zustande eine gelbe Fällung.

Die arsenige Säure wird zur Darstellung aller Arsenpräparate, in einigen metallurgischen Künsten, bei der Glas- und Smaltefabrikation, zur Bereitung einiger grüner Kupferfarben, in der Färberei und Kattundruckerei, in der Medicin, aber mit großer Vorsicht innerlich und äußerlich, und als Gift gegen schädliche Thiere, zur Schützung ausgestopfter Thiere gegen Insecten, gegen Holzschwamm, trockne Fäule u. s. w. benutzt. Bei Verwendung zu diesen Zwecken muß immer mit der größten Vorsicht verfahren werden, damit keine Unglücksfälle eintreten können. Leider dient sie auch böswilligen Menschen zur Ausführung mörderischer Zwecke, wo dann ihre Ermittlung Gegenstand der gerichtlichen Chemie wird.[34])

Wird die arsenige Säure mit Salpetersäure digerirt, so verwandelt sie sich in

Arsensäure.

Die arsenige Säure nimmt dabei noch 2 Mischungsgewichte Sauerstoff auf und die Arsensäure besteht demnach, und da in den neutral angenommenen Salzen der Sauerstoff der Basis zu dem der Säure sich 2:5 verhält, aus 1 Mischungsgewicht Arsen und 5 Mischungsgewichten Sauerstoff, ist demnach der Phosphorsäure analog zusammengesetzt und wird durch AO_5 (= 115,2) bezeichnet. Die Arsensäure findet sich auch im Mineralreich an Kalk und an die Oxyde von Eisen, Kobalt, Nickel, Blei und Kupfer gebunden.

Die Arsensäure ist frisch bereitet und eingedampft glasartig und von 3,74 specif. Gewichte, wird nach einiger Zeit porzellanartig, hat einen sehr scharfen und sauren Geschmack, wirkt äußerst giftig und löst sich langsam, aber reichlich in Wasser, zerfällt bei der Glühhitze in Sauerstoffgas und arsenige Säure und wird beim Erhitzen mit brennbaren Substanzen zu arseniger Säure oder Arsen reducirt; sie färbt Zuckerlösung beim Erwärmen dunkelroth.

Die Arsensäure bildet mit den basischen Oxyden drei Reihen von arsensauren Salzen, die ganz den phosphorsauren Salzen (S. 121) analog zusammengesetzt sind; nur die Alkalisalze sind in Wasser, die übrigen in den Mineralsäuren und in Salmiak löslich, und alle werden beim Erhitzen mit brennbaren Körpern unter Abscheidung von Arsen oder Bildung von Arsenmetallen zersetzt. Die Lösung der reinen Arsensäure, wie die ihrer Salze in Salzsäure, giebt mit Schwefelwasserstoff einen gelben, in Alkalien und Schwefelalkalimetallen löslichen, und mit salpetersaurem Silberoxyd einen braunrothen, in Säuren und Alkalien löslichen Niederschlag.

Die Arsensäure wird nur in Verbindung mit einigen Basen in der Technik gebraucht und kann dann Veranlassung zu Vergiftungen geben; ihre Erkennung und Ermittelung ist unter 34 in der dritten Abtheilung angeführt.

Das Arsen verbindet sich mit dem Wasserstoff nur mittelbar, wenn nämlich ein Arsenmetall, dessen metallisches Radikal wasserzersetzend wirkt, mit wäßrigen Säuren in Berührung kommt; hierbei nehmen 75,3 Theile Arsen 3 Theile Wasserstoff zu

Arsenwasserstoff

auf, welches also aus 1 Mischungsgewicht Arsen und 3 Mischungsgewichten Wasserstoff besteht und durch AsH_3 ausgedrückt wird. Die Verbindung bildet sich auch beim Lösen von Eisen, Zink oder Zinn in Arsensäure, überhaupt, wenn das im Entwicklungsmoment begriffene Wasserstoffgas mit einer leicht zersetzbaren Arsenverbindung in Berührung kommt, und ist gasförmig, läßt sich aber bei — 40° zu einer wasserhellen Flüssigkeit verdichten. Das Arsenwasserstoffgas hat einen widrigen, ekelerregenden Geruch, verursacht, selbst in geringer Menge der Luft beigemengt, Schwindel, Brustbeklemmung und sogar den Tod, löst sich etwas in Wasser, wirkt auf mehrere Metallsalze unter Bildung von Arsenmetall fällend, verbrennt, an der Luft entzündet, mit weißer Flamme zu arseniger Säure und Wasser und zerfällt beim Erhitzen in seine Bestandtheile.

Das Arsenwasserstoffgas ist für die gerichtliche Chemie von ungemeiner Wichtigkeit, da es sehr oft den Ausschlag über stattgefundene Arsenvergiftungen geben muß. Es ist aber auch von Denjenigen, welche Metalle, die oft mit Arsen verunreinigt sind, in Säuren lösen, seine Bildung und die damit verbundene Todesgefahr zu berücksichtigen.

Das Arsen bildet mit dem Schwefel verschiedene Verbindungen, die zum Theil im Mineralreiche vorkommen und auch unmittelbar sich aus ihren Bestandtheilen bilden lassen.

Das Doppelt-Schwefelarsen (AsS_2) kommt als Realgar vor und wird künstlich durch Zusammenschmelzen des Schwefels mit überschüssigem Arsen, auf den Gifthütten auch aus Arsenikkies und Schwefelkies dargestellt.[35]) Es stellt eine rubin- oder braunrothe, beim Erhitzen vorübergehend dunkler werdende, glasige, wenig durchscheinende, leicht schmelzbare und flüchtige Masse dar. Es wurde früher häufig als Malerfarbe benutzt, ist aber jetzt durch chromsaures Bleioxyd verdrängt worden; jetzt dient es zur Reduction des Indigs, zur Darstellung brauner Farben in der Kattundruckerei und zur Verstärkung des Lichtglanzes abbrennender Weißfeuermassen.

Das Dreifach-Schwefelarsen (AsS_3) kommt als Auripigment, Operment oder Rauschgelb natürlich vor und wird künstlich durch Zusammenschmelzen des Realgars mit Schwefel oder durch Erhitzung arseniger Säure mit Schwefel dargestellt.[36]) Die Verbindung bildet sich auch bei der Fällung der arsenigen Säure und ihrer Salze durch Schwefelwasserstoff. Das Auripigment ist durchscheinend, undeutlich krystallinisch, citronen- bis orangegelb, zerrieben pomeranzengelb. Es wurde früher als Malerfarbe benutzt und dient noch jetzt in seiner Lösung in Kalilauge als Reductionsmittel für Indig. Mit Kalk und Fett zusammengerieben giebt es das Rhusma der Türken, welches von denselben zur Vertilgung der Haare an den Geschlechtstheilen des weiblichen Körpers benutzt wird.

Das Fünffach-Schwefelarsen (AsS_5) bildet sich bei der Zersetzung der Arsensäure durch Schwefelwasserstoff oder durch ein lösliches Schwefelmetall und ist pulverig, gelb, nach dem Schmelzen etwas röthlich, nach der Sublimation rothgelb.

Diese Schwefelverbindungen des Arsens verbrennen beim Erhitzen an der Luft zu schwefeliger und arseniger Säure, lösen sich in reinen, kohlensauren und geschwefelten Alkalien und geben beim Erhitzen mit Kalk und Kohle reines Arsen.

Die Verbindungen des Arsens mit den Salzzeugern und den anderen nicht metallischen Stoffen haben nur wissenschaftliches Interesse; mit Stickstoff und Kohlenstoff ist es noch nicht verbunden worden.

---

16. Antimon.

Stibium. Sb = 129,0 oder 1612,50.

Das Antimon, auch Spießglanz benannt, findet sich theils oxydirt, theils mit Metallen, theils und hauptsächlich mit Schwefel verbunden im Grauspießglanzerz, woraus es entweder durch Zusammenschmelzen mit Eisen oder durch Rösten und Schmelzen mit Kohle und Pottasche gewonnen wird.[37])

Das Antimon ist silber- oder zinnweiß, stark glänzend, strahlig-blättrig, in Rhomboëdern krystallisirbar, spröde, leicht pulverisirbar, von 6,7 bis 6,8 specif. Gewichte, bei 425° schmelzbar und im sauerstofffreien Raume bei starker Weißglühhitze flüchtig.

Das Antimon verbindet sich, ausgenommen Stickstoff und Kohlenstoff, mit allen nicht metallischen und metallischen Stoffen, und zwar mit vielen unmittelbar und unter Feuerentwicklung. Die Antimonmetalle sind den Arsenmetallen sehr ähnlich und auch eine geringe Menge von Antimon macht die meisten Metalle spröder, viele derselben auch dadurch für gewisse Zwecke brauchbarer.

Man benutzt das Antimon für sich zur Verfertigung einiger pharmaceutischer Geräthschaften, wie der sogenannten Brechbecher, in welchen säuerlicher Wein brechenerregende Eigenschaften erhält, zur Darstellung verschiedener Heilmittel und Farben, insbesondere aber zur Verfertigung verschiedener Metalllegirungen, wie z. B. des Schriftgießermetalles aus Blei und Antimon, zuweilen mit Zusatz von Kupfer und Wismuth, verschiedener Zinnlegirungen, des Pewter, Queens metal und Britannia metal u. s. w.

Das Antimon verbindet sich in verschiedenen Verhältnissen mit dem Sauerstoff und geht schon bei gewöhnlicher Temperatur an feuchter Luft in Antimonsuboxyd (Sb_3O_4) über, welches schwarzgrau pulverig ist. Wird das Antimon an der Luft stark erhitzt, so verbrennt es mit weißlichem Licht zu

Antimonoxyd,

wobei 129 Theile Antimon 24 Theile Sauerstoff aufnehmen und demnach, und da in den neutralen Salzen 3 Mischungsgewichte Sauerstoff der Säure auf 1 Mischungsgewicht Sauerstoff der Basis enthalten sind, besteht das Antimonoxyd aus 1 Mischungsgewicht Antimon und 3 Mischungsgewichten Sauerstoff und wird durch SbO_3 (= 153,0) ausgedrückt. Das Antimonoxyd findet sich auch natürlich als Weißspießglanzerz und wird künstlich auf trocknem und nassem Wege dargestellt.[38])

Das Antimonoxyd ist weiß und pulverig, krystallisirt auch in weißen diamantglänzenden Säulen, ist bei hoher Temperatur in weißen geruchlosen

Dämpfen flüchtig und wird durch Erhitzen mit Kohle desoxydirt. Die Antimonoxydsalze werden fast sämmtlich durch Wasser in saure lösliche und basische unlösliche Salze zersetzt und geben mit Schwefelwasserstoff einen orangefarbenen, nicht in Ammoniak, aber in Kali und Natron löslichen Niederschlag und beim Erhitzen mit Soda und Kohle ein Metallkorn. Die Salze, wie das reine Oxyd, sind nur von pharmaceutisch-medicinischem Interesse; besonders ist der sogenannte Brechweinstein, ein Doppelsalz von weinsteinsaurem Antimonoxyd und Kali, ein wichtiges Heilmittel.

Wird das Antimon mit Salpetersäure erhitzt, so entzieht es derselben $^3/_5$ ihres Sauerstoffes und verwandelt sich in

Antimonsäure.

Hierbei nehmen 129 Theile Antimon 40 Theile Sauerstoff auf und es besteht demnach, und da in den neutralen Salzen der Sauerstoff der Basis sich zu dem der Säure wie 1:5 verhält, die Antimonsäure aus 1 Mischungsgewicht Antimon und 5 Mischungsgewichten Sauerstoff und wird durch SbO_5 (= 169,0) ausgedrückt. Sie wird auch durch Verpuffen des Antimons mit Salpeter dargestellt.[39])

Die Antimonsäure ist strohgelb, beim Erhitzen vorübergehend dunkler, nicht schmelzbar und bildet mit Wasser ein weißes, glänzendes, schwach sauer reagirendes, etwas in Wasser, leicht in Salzsäure lösliches Hydrat. Sie zersetzt die kohlensauren Alkalien nur auf trocknem Wege, damit antimonsaure Salze bildend, welche durch doppelte Wahlverwandtschaft die Salze der Erden und Metalloxyde geben; die letzteren haben die Eigenschaft, bei der Erhitzung bis auf einen gewissen Punkt zu verglimmen und dadurch unlöslich in Säuren zu werden. Ihre Lösungen, wie die des Antimonsäurehydrates in Säuren, geben mit Schwefelwasserstoff einen orangefarbenen, in Schwefelammonium löslichen Niederschlag.

Wird die Antimonsäure für sich stark erhitzt, so verliert sie $^1/_5$ ihres Sauerstoffes und verwandelt sich in antimonsaures Antimonoxyd (SbO_3, SbO_5), das man früher als eine besondere Oxydationsstufe des Antimons betrachtete und antimonige Säure (SbO_4) benannte. Diese Ver-

bindung wird auch an Kali gebunden durch Verpuffen des Schwefelantimons mit Salpeter dargestellt und so oder nach Entfernung des Kalis zum Gelbfärben bei der Glasmalerei benutzt.

Die Antimonsäure und ihre Salze sind nur von therapeutischem Interesse; das antimonsaure Kali dient zur Fällung des Natrons und das antimonsaure Bleioxyd (und Zinkoxyd) ist ein Bestandtheil des Neapelgelbes.

Das Antimon verbindet sich mit dem Wasserstoff unter denselben Umständen wie das Arsen und bildet eine dem Arsenwasserstoffgas vollkommen analoge Verbindung, das Antimonwasserstoffgas (SbH_3), welches sich in der Hitze und beim Verbrennen wie jenes verhält, aber dadurch von ihm unterscheidet, daß es ganz geruchlos und unschädlich (?) ist. In gerichtlich chemischen Untersuchungen auf Arsen bei dessen Umwandlung in Arsenwasserstoff hat man zu beachten, daß man nicht Antimonwasserstoff (gebildet aus dem bei Vergiftungen gewöhnlichen ersten Gegenmittel, nämlich Brechmittel aus weinsteinsaurem Antimonoxyd-Kali) für Arsenwasserstoff annimmt, worüber unter 34 zu vergleichen ist.

Das Antimon verbindet sich mit trocknem Chlorgas schon bei gewöhnlicher Temperatur unter Funkensprühen und röthlich-weißer Lichtentwicklung. Ist hinreichend Chlorgas vorhanden, so entsteht Antimonchlorid ($SbCl_5$), welches tropfbar-flüssig, flüchtig, ätzend und von sehr widrigem Geruch ist. Ist das Antimon bei der Einwirkung auf Chlor im Ueberschuß, so entsteht

Antimonchlorür,

welches auf 129 Theile Antimon 106,4 Theile Chlor enthält und deßhalb aus 1 Mischungsgewicht Antimon und 3 Mischungsgewichten Chlor besteht und durch $SbCl_3$ ausgedrückt wird. Man stellt es rein durch Zersetzung des Quecksilberchlorides mit Schwefelantimon, in Verbindung mit Salzsäure durch Lösen des Schwefelantimons in Salzsäure dar.[40])

Das Antimonchlorür ist krystallinisch und butterartig (daher die frühere Bezeichnung Antimon- oder Spießglanzbutter), beim Erwärmen

9*

ölig-dickflüssig, sehr flüchtig und ätzend, raucht an der Luft und wird durch Anziehung von Wasser milchig trübe und durch Vermischen mit Wasser in sich ausscheidendes, etwas chlorürhaltiges Antimonoxyd (Algarothpulver) und Salzsäure zersetzt.

Die Lösung des Antimonchlorürs in Salzsäure, wie man sie bei der Behandlung des Schwefelantimons mit Salzsäure erhält, dient besonders in der Thierheilkunde und wird außerdem zum Bruniren des Eisens und zum Reinigen und Dunklerfärben des gelben Glanzleders benutzt.

Das Antimon verbindet sich mit dem Schwefel unmittelbar in der Hitze zu

Antimonsulphür,

wobei 129 Theile Antimon 48 Theile Schwefel aufnehmen und die Verbindung demnach aus 1 Mischungsgewicht Antimon und 3 Mischungsgewichten Schwefel ($= SbS_3$) besteht. Das Antimonsulphür, auch Schwefelantimon benannt, findet sich als Grauspießglanzerz ziemlich häufig und wird aus diesem durch Aussaigern gewonnen.[41])

Das Antimonsulphür findet sich in hell-bleigrauen Krystallen oder strahligen Massen, ist leicht pulverisirbar und giebt ein schwarzgraues Pulver. Amorph, d. h. pulverig und ohne Spur von Krystallisation, sowie auch in der Farbe abweichend, nämlich orangefarben, wird das Antimonsulphür bei der Zersetzung eines Antimonoxydsalzes mit Schwefelwasserstoff oder durch Lösung des schwarzgrauen Antimonsulphürs in siedender Lösung von Schwefelnatrium beim Erkalten erhalten; dieses orangefarbene Antimonsulphür geht aber durch Schmelzen wieder in das schwarzgraue über.

Das Antimonsulphür wird zur Darstellung des Antimons und vieler Antimonialpräparate, in der Feuerwerkerei zu weißen Lichtern, Raketen u. s. w., zur Vermischung des Graphites bei der Bleistiftfabrikation, als färbender Bestandtheil für Frictionshölzer u. s. w., aber auch häufig in der Menschen- und Thierheilkunde benutzt (kleine Gaben davon verursachen bei Gänsen eine abnorme Lebervergrößerung). Das pomeranzenfarbene, aber wegen seiner Berei-

tung meist antimonoxydhaltige Antimonsulphür ist unter dem Namen **Kermes** ein wichtiges Heilmittel, und auch zur Kattundruckerei vorgeschlagen worden, wozu es sich aber wegen seiner Unbeständigkeit im Lichte und der fortwährenden Entwicklung von Schwefelwasserstoffgas nicht eignet.

Wird Schwefelantimon an der Luft geröstet, so oxydiren sich seine Bestandtheile und das entstehende antimonsaure Antimonoxyd wird von einem Theile unzersetzten Schwefelantimon in Antimonoxyd verwandelt, welches sich mit einem anderen Theile Schwefelantimon zu einer braunrothen, durchsichtigen, glasartigen Masse verbindet, die **Spießglanzglas** heißt und zur Darstellung anderer Antimonpräparate und zur Bereitung künstlicher Edelsteine (Topas, Granat) benutzt wird.

Eine streng stöchiometrisch zusammengesetzte Verbindung des Schwefelantimons mit Antimonoxyd findet sich natürlich als **Rothspießglanzerz** (SbO_3, $2\,SbS_3$), und wird künstlich und unter dem Namen **Metallsafran** beim Verpuffen gleicher Theile Schwefelantimon und Salpeter, und Auswaschen mit Wasser als ein braunes Pulver erhalten.

Unter dem Namen **Spießglanzleber** versteht man Verbindungen von Schwefelalkalimetallen mit Schwefelantimon und Antimonoxyd, die durch Zusammenschmelzen von Schwefelantimon mit kohlensaurem Kali oder Natron und mit oder ohne Schwefel erhalten werden und zur Darstellung von Kermes benutzt werden.

Eine oxydfreie Verbindung des Schwefelantimons mit Schwefelnatrium ist krystallisirbar, in Wasser vollkommen löslich und unter dem Namen **Schlippe'sches Goldschwefelsalz** bekannt. Die Lösung läßt beim Vermischen mit einer Sauerstoffsäure oxydfreies pomeranzenfarbenes Antimonsulphür fallen, und löst in der Siedhitze noch Schwefel auf, worauf aber Säuren nicht Antimonsulphür, sondern **Antimonsulphid** (SbS_5) als ein goldfarbenes Pulver fallen lassen, welches unter dem Namen **Goldschwefel** ein wichtiges Heilmittel ist und auch bei der Zersetzung des in Wasser vertheilten Antimonsäurehydrates durch Schwefelwasserstoff gebildet wird.

Das Antimonsulphür und Sulphid lösen sich in Schwefelammonium, wodurch sie sich, mit Ausnahme des Schwefelarsens, von allen gelben Schwefelmetallen, von dem Schwefelarsen aber durch die leichte Zersetzbarkeit desselben beim

Erhitzen mit Kalk und Kohle unterscheiden. Beide Schwefelungsstufen des Antimons lösen sich unter Schwefelwasserstoffentwicklung in Salzsäure, das Sulphid aber mit Hinterlassung von so viel Schwefel, als es mehr als das Sulphür enthält, auf.

Die übrigen Verbindungen des Antimons mit den nicht metallischen Stoffen haben kein allgemeineres Interesse.

B. Von den Metallen.

Diejenigen Stoffe, welche sich durch ihren eigenthümlichen Glanz, ihre Undurchsichtigkeit und die Eigenschaft, die Wärme und die Electricität zu leiten, auszeichnen, werden Metalle genannt. Da jedoch nicht eine einzige dieser Eigenschaft allen Körpern, die wir Metalle nennen, beigelegt werden kann, mehrere dieser Eigenschaften auch nicht metallischen Körpern zugeschrieben werden können, manche Metalle, wie z. B. Gold, wenn nicht durchsichtig doch durchscheinend sind und deßhalb eine wesentliche Eigenschaft der nicht metallischen Stoffe besitzen, endlich aber in dem chemischen Character, sich zwischen manchen nicht metallischen und metallischen Stoffen eine große Uebereinstimmung zeigt, so läßt sich der Begriff von Metall nicht streng feststellen und man muß vielmehr Mittelglieder gelten lassen, wie wir es im Vorhergehenden durch die Aufnahme des Arsens und Antimons in die Reihe der nicht metallischen Stoffe, obgleich diesen beiden Körpern alle oben angegeben Eigenschaften beigelegt werden können, gethan haben.

Die Metalle sind, mit Ausnahme des erst bei — 40° erstarrenden Quecksilbers, fest, meist krystallisirbar, alle, jedoch bei sehr verschiedenen Temperaturen, schmelzbar und einige auch flüchtig. Sie sind in Farbe und specif. Gewicht verschieden und mehr oder weniger hart, dehnbar und streckbar, und machen sich

durch diese Eigenschaften, so wie durch ihre Dauer für die Künste, Gewerbe und Fortschritte der Civilisation im höchsten Grade wichtig.

Die Metalle verbinden sich sämmtlich mit Sauerstoff und, dabei meist den Sauerstoffverbindungen entsprechend, mit den Salz- und Kieszeugern und Fluor, mehr in abweichenden Verhältnissen mit den Erzzeugern, einige auch mit Stickstoff, Kohlenstoff, Bor und Kiesel, sowie sie sich auch meist untereinander verbinden können.

Sauerstoffverbindungen oder Oxyde der Metalle. In dieser Form kommt die Mehrzahl der Metalle in der Natur vor; nur Gold, Silber, Platin und einige mit dem Platin vorkommende Metalle hat man noch nicht oxydirt gefunden.

Alle Metalle lassen sich mit Sauerstoff, aber auf sehr verschiedene Weise verbinden. Die meisten Metalle lassen sich jedoch unmittelbar durch Luftberührung, einige schon, aber gewöhnlich unter Mitwirkung von Feuchtigkeit und Kohlensäure, bei gewöhnlicher Temperatur oder durch die galvanische Kraft, d. h. bei der Berührung mit einem anderen Metalle, andere bei erhöhter Temperatur und dann oft unter Feuererscheinung mit dem Sauerstoff verbinden. Dieser Erfolg tritt auch ein, wenn die Metalle in Wasser kommen; so werden die Metalle der Alkalien und Erdalkalien schon bei gewöhnlicher Temperatur, die Metalle der Erden und das Cer, Mangan und Uran in der Siedhitze, das Eisen, Nickel, Kobalt, Zink, Cadmium, Zinn, Tellur, Titan, Tantal, Wolfram, Molybdän, Vanadin und Chrom in der Glühhitze durch Wasser, aber nicht Wismuth, Blei, Kupfer und Osmium oxydirt. Durch Aufnahme von Sauerstoff aus dem Wasser unter Mitwirkung von Sauerstoffsäuren werden bei gewöhnlicher Temperatur auch diejenigen Metalle oxydirt, welche sonst nur bei erhöhter Temperatur aus dem Wasser den Sauerstoff anziehen.

Oxydations- und zum Theil Lösungsmittel der Metalle sind noch insbesondere die Salpetersäure und Untersalpetersäure, die unterchlorige Säure und Chlorsäure und die Schwefelsäure, auf trockenem Wege auch deren Alkalisalze und die ätzenden Alkalien (die Lösung der Metalle durch Salzsäure oder Königswasser ist durch die Bildung eines Chlormetalles und die durch ein Gemisch

von Fluorwasserstoffsäure und Salpetersäure durch die Bildung eines Fluormetalles bedingt).

Viele Metalle bilden mit dem Sauerstoff mehrere Verbindungen, von denen die niedrigeren Oxydationen meist starke Basen, die höheren aber Superoxyde oder Säuren sind. Die Basen sind mit Ausnahme der Alkalien und Erdalkalien in Wasser unlöslich und bilden meist Hydrate. Die Säuren, welche auch zum Unterschiede von den sauren Oxydationsstufen der nicht metallischen Stoffe, die gewöhnlich Mineralsäuren heißen, Metallsäuren genannt werden, sind zum Theil in Wasser löslich, zum Theil unlöslich, bilden aber im letzteren Falle Hydrate. Durch die Vereinigung der Säuren mit den Basen entstehen die Sauerstoffsalze (vergl. S. 57).

Die Metalloxyde entlassen ihren Sauerstoff oder werden reducirt auf verschiedene Weise, nämlich 1) durch das Licht und insbesondere durch den blauen Farbestrahl Gold- und Silberoxyd; 2) durch Glühhitze die Oxyde von Silber, Palladium, Rhodium, Iridium, Platin und Gold, welche die edlen Metalle genannt werden, ferner noch die des Quecksilbers, Bleis und Nickels, obgleich diese Metalle beim Erhitzen durch niedrigere Temperatur an der Luft in Oxyde verwandelt werden; 3) im Kreise der Volta'schen Säule alle Oxyde mit Ausnahme der Alaunerde und des Ceroxydes; 4) durch brennbare Körper in erhöhter Temperatur, so im Großen gewöhnlich durch Kohle mit oder ohne Zusatz eines Flußmittels, durch Wasserstoff, durch die Alkalimetalle, durch organische Substanzen und durch Oxalsäure und Ameisensäure, und 5) durch Oxydulsalze und phosphorige Säure die Oxyde der edlen Metalle. Alle diejenigen Metalle, welche ihren Sauerstoff nicht durch bloße Glühhitze abgeben, werden nebst dem Nickel und Blei unedle Metalle genannt.

Stickstoffverbindungen der Metalle. Die meisten Metalle verbinden sich mit Stickstoff, wenn in einer nicht zu hohen Temperatur über ihre Oxyde Ammoniak geleitet wird. Die Stickstoffmetalle zersetzen sich in höherer Temperatur sämmtlich, und zwar häufig unter Feuererscheinung und Explosion, haben aber nur wissenschaftliches Interesse.

Kohlenstoffverbindungen der Metalle. Diese können ebenfalls nur auf dem Wege der Kunst erzeugt werden, und zwar entweder bei der Reduction der Oxyde durch Kohle oder bei dem Erhitzen von Metallsalzen, deren

Säure eine organische ist, oder beim Glühen einiger Cyanmetalle, und zwar hier nach stöchiometrischen Verhältnissen verbunden. Die Kohlenstoffmetalle haben meist noch Metallglanz und sind spröder, manche auch leichter schmelzbar als die reinen Metalle. Beim Erhitzen an der Luft verbrennt der Kohlenstoff oder er hinterbleibt beim Lösen in Säuren.

Chlorverbindungen der Metalle. Diese finden sich mit Ausnahme des Kochsalzes nur selten in der Natur; sie werden erzeugt theils bei der Berührung der Metalle mit Chlor in gewöhnlicher oder erhöhter Temperatur, theils bei der Einwirkung von Chlorwasserstoff auf Metalle und deren Oxyde, theils bei der Erhitzung der Metalle mit Quecksilberchlorid.

Die Chlormetalle sind zum Theil unzersetzt flüchtig, zum Theil entlassen sie die Hälfte ihres Chlor, zum Theil sind sie feuerbeständig. Sie lösen sich fast alle in Wasser und Weingeist, mehrere auch in Aether, und verbinden sich unter einander zu Chlorsalzen (vergl. S. 97), manche auch mit Salzsäure und einige auch mit dem Oxyd desselben Metalles.

Die Brom-, Jod- und Fluorverbindungen der Metalle. Diese entsprechen den Chlormetallen und kommen nur spärlich (häufiger das Fluorcalcium) in der Natur vor.

Die Schwefelverbindungen der Metalle. Diese kommen sehr häufig in der Natur vor und die meisten unedlen schweren Metalle findet man an Schwefel gebunden.

Sie werden künstlich erzeugt 1) durch unmittelbare Verbindung des erhitzten Metalles mit schmelzendem oder dampfförmigem Schwefel; 2) beim Erhitzen der Oxyde mit Schwefel nebst einem unterschwefeligsauren, schwefeligsauren oder schwefelsauren Salze; 3) durch Glühen schwefelsaurer Salze mit Kohle und in Wasserstoffgas; 4) durch Zersetzung der meisten in Säuren gelösten Oxyde der schwereren Metalle mittelst Schwefelwasserstoff, und 5) durch Ueberleiten von Schwefelkohlenstoff über erhitzte Metalloxyde.

Die natürlich vorkommenden Schwefelmetalle sind fast sämmtlich krystallisirt, während die künstlich erzeugten nur schwierig in Krystallen erhalten werden können. Sie sind meist von dunkler Farbe, nur einige weiß oder gelb, und, mit Ausnahme der Schwefel-Alkalimetalle und Erd-Alkalimetalle, in Wasser unlöslich; diese selbst ziehen Feuchtigkeit an, bräunen Curcumäpapier und ent-

wickeln durch den Einfluß der atmosphärischen Kohlensäure Schwefelwasserstoff. Die meisten Schwefelmetalle sind bei Ausschluß der Luft schmelzbar und feuerbeständig, verlieren jedoch zum Theil etwas Schwefel; einige oxydiren sich schon bei gewöhnlicher Temperatur an der Luft, andere bei der Erhitzung, wobei sich schwefelige Säure entwickelt und ein regulinisches Metall oder ein Oxyd oder ein basisches schwefelsaures Salz hinterbleibt. Die Schwefelmetalle werden meist von concentrirter Salzsäure unter Entwicklung von Schwefelwasserstoff zersetzt und von Salpetersäure oder Königswasser oxydirt und gelöst, wobei sich anfangs Schwefel abscheidet, aber bei längerer Einwirkung löst. Durch Wasserstoff lassen sich nur wenige, durch Metalle, welche den Schwefel mächtiger anziehen, viele Schwefelmetalle entschwefeln (die natürlichen Schwefelmetalle werden behufs der Metallgewinnung gewöhnlich erst geröstet, d. h. unter dem Zutritt der Luft erhitzt, und dann durch Kohle reducirt; andere werden auch erst durch ein salpetersaures Alkali oxydirt und die Oxyde auf die oben angegebene Weise reducirt). Durch Wasserdampf werden die erhitzten Schwefel-Alkalimetalle und Erd-Alkalimetalle unter Freiwerden von Wasserstoff in schwefelsaure Salze und die Schwefelmetalle der im Glühen des Wassers zersetzenden Metalle unter Entwicklung von Schwefelwasserstoffgas in Oxyde verwandelt; unter gleichen Umständen verlieren die Verbindungen des Schwefels mit Blei, Wismuth und Kupfer einen Theil, die mit den edlen Metallen ihren ganzen Schwefel.

Die Schwefelmetalle der electropositiven Reihe verbinden sich so wohl untereinander als auch mit denen der electronegativen Reihe und bilden mit letzteren die Schwefelsalze, die in Wasser löslich sind und oft mit Wasser verbunden in schönen ausgebildeten Krystallen erhalten werden. Mehrere Schwefelmetalle verbinden sich auch mit den Oxyden ihrer Metalle, die stärksten Schwefelbasen auch mit Schwefelwasserstoff.

Verbindungen des Selens und Tellurs mit den Metallen. Diese sind den Schwefelverbindungen analog und kommen nur spärlich im Mineralreiche vor, sind auch nur von wissenschaftlichem Interesse.

Verbindungen des Bors und Kiesels mit den Metallen. Von diesen lassen sich nur wenige künstlich erzeugen und keine kommt natürlich vor; sie haben ebenfalls nur wissenschaftliches Interesse.

Verbindungen des Phosphors mit Metallen. Diese kommen

niemals in der Natur vor und werden künstlich erzeugt entweder unmittelbar aus Phosphor und Metallen oder durch Glühen der Metalle in Phosphorwasserstoffgas oder durch Erhitzen phosphorsaurer Salze mit Kohle, einige auch durch Einleiten von Phosphorwasserstoffgas in Metallsalzlösungen.

Die Phosphormetalle sind fest, spröde und hart, meist auch metallglänzend, und oxydiren sich leicht und vorzüglich in höherer Temperatur an der Luft; die Phosphorverbindungen der leichten Metalle zersetzen sich in Wasser unter Bildung von Phosphorwasserstoff und unterphosphorigsaurem Salz.

Verbindungen des Arsens und Antimons mit Metallen. Diese finden sich ziemlich häufig in der Natur und bilden sich auf den Phosphormetallen gleiche Weise. Sie sind spröder und leichter schmelzbar als die reinen Metalle, gewöhnlich metallglänzend und können durch Oxydation an der Luft nicht vollständig des Arsens oder Antimons beraubt werden; die Verbindungen mit den leichten Metallen entwickeln in Berührung mit Wasser, die mit den das Wasser zersetzenden Metalle, in Berührung mit Säuren Arsen- oder Antimonwasserstoffgas.

Verbindungen der Metalle unter einander. Diese werden Legirungen oder, wenn sie Quecksilber enthalten, Amalgame genannt. Man erhält sie sämmtlich durch unmittelbare Verbindung und nur einige Amalgame durch doppelte Wahlverwandtschaft; jedoch lassen sich nicht alle Metalle mit einander verbinden; nur edle Metalle finden sich natürlich als Legirungen.

Man hielt früher die Legirungen für Gemische, wogegen aber spricht: 1) daß bei der Verbindung zweier Metalle eine Verdichtung oder Ausdehnung stattfindet und demnach die Legirung specifisch schwerer oder leichter wird, als das Mittel der spec. Gew. der einzelnen Metalle ausmachen würde; 2) daß die Farbe der Legirung oft ganz unabhängig von ihren Bestandtheilen ist; 3) daß die Legirungen meist härter, aber leichter schmelzbarer sind, als ihre Bestandtheile; 4) daß die Vereinigung zweier Metalle oft unter Licht- und Wärmeentwicklung stattfindet; 5) daß aus flüssigen Legirungen bei bestimmten Temperaturen verschiedene stöchiometrisch zusammengesetzte Verbindungen ausgeschieden werden, und 6) daß verschiedene Legirungen und Amalgame in bestimmter Form mit bestimmter Zusammensetzung krystallisirt erhalten werden können.

Die Metalle werden beziehungsweise ihres specif. Gewichtes in zwei Hauptgruppen, nämlich in leichte und in schwere Metalle und diese durch die chemische Natur ihrer Oxyde und andere Verhältnisse in mehrere Unterabtheilungen getrennt.

A. Leichte Metalle.

Specif. Gewicht nicht über 5,0, das Wasser schon bei gewöhnlicher Temperatur oder vor dem Rothglühen zersetzend, nur eine und zwar farblose, basische Oxydationsstufe habend.

a) Specif. Gewicht unter 1,0, metallglänzend, bei gewöhnlicher Temperatur weich und wachsähnlich, unter 100° schmelzbar, in der Kälte hart und spröde, bei schwacher Rothglühhitze flüchtig, bei der niedrigsten Temperatur an der Luft oxydirbar, das Wasser zersetzend, mit farbigem Licht verbrennend und mit den Zündern unter Lichtentwicklung sich verbindend.

Kalium, Lithium, Natrium.

Die Oxyde dieser Metalle heißen Alkalien und sie selbst Alkalimetalle. Der Charakter der Alkalien ist, daß sie äußerst ätzend und laugenhaft schmecken, die Haut und viele organische Körper zerstören, blaue Pflanzenfarben grün, gelbe braun und geröthetes Lackmus wieder blau färben, sich mit Wasser unter starker Wärmeentwicklung zu einem Hydrat verbinden, aus der Luft Wasser und Kohlensäure anziehen und mit den Säuren meist lösliche und im neutralen Zustande nicht auf Pflanzenfarben wirkende Salze bilden. Da das Ammoniak als Basis fast ganz ähnliche Eigenschaften hat, so wird sein Radical, das Ammonium, den Alkalimetallen angereihet.

b) Specif. Gewicht zwischen 2,0 und 4,0, im Aeußeren den Alkalimetallen ähnlich, aber erst in der strengsten Weißglühhitze flüchtig, bei gewöhnlicher Temperatur oxydirbar, das Wasser zersetzend, mit farbigem Licht verbrennend.

Calcium, Strontium, Baryum.

Die Oxyde dieser Metalle heißen Erdalkalien, weil sie im Allgemeinen den Charakter der Alkalien besitzen, aber erdiger Beschaffenheit sind; die Metalle selbst werden die Erdalkalimetalle genannt. Ihre

Lösungen in Wasser unterscheiden sich von denen der reinen Alkalien, daß sie sich an der Luft trüben, indem sie Kohlensäure anziehen und damit ein unlösliches Salz bilden; auch sind die schwefelsauren Erdalkalien in Wasser gar nicht oder nur wenig löslich. Die Erdalkalien zerfallen beim Besprengen mit Wasser unter Wärmeentwicklung zu einem weißen Pulver und bilden mit mehr Wasser eine festwerdende Masse.

c) Specif. Gewicht? silberweiß, metallglänzend, hart und dehnbar, in der Rothglühhitze schmelzbar, an trockner Luft unveränderlich, an feuchter Luft anlaufend, bei der Rothglühhitze an der Luft unter Funkensprühen verbrennend, das Wasser im Kochen zersetzend.

Magnesium.

Das Oxyd dieses Metalles bildet den Uebergang von den Erdalkalien zu den Erden, indem es fast gar keine ätzenden Eigenschaften besitzt, fast unlöslich in Wasser ist und wie die Erdalkalien mit Kohlensäure ein unlösliches, wie die Erden mit Schwefelsäure ein lösliches Salz bildet.

d) Specif. Gewicht bis 5,0, theils geschmolzen und metallglänzend, theils pulverförmig und unter dem Polirstahl wenig Glanz annehmend, nur im Focus des Brennspiegels schmelzbar, bei den höchsten Hitzgraden erst brennbar, leichter mit Chlor sich verbindend, das Wasser erst beim Kochen oder unter Mitwirkung einer Säure zersetzend:

α) Oxyde aus gleichen Mischungsgewichten Metall und Sauerstoff bildend:

Yttrium, Erbium, Terbium und Thorium.

β) Oxyde aus 2 Mischungsgewichten Metall und 3 Mischungsgewichten Sauerstoff bestehend und von amphoterer Natur, d. h. sowohl von basischem als saurem Charakter, bildend

Alumium, Beryllium, Zirkonium und Donarium.

γ) Oxyde bildend, welche sich den schweren Metalloxyden anreihen und zum Theil farbig sind:

Lanthan, Didym, Cerium und Aridium.

B. Schwere Metalle.

Specif. Gewicht über 5,0, mit Sauerstoff Basen und Säuren bildend:

a) Unedle Metalle. Specif. Gewicht 6,0—12,0, ausgezeichnet metallglänzend, beim Erhitzen an der Luft oder durch Salpetersäure oxydirbar, zum Theil mehrere basische Oxyde, einige auch Säuren bildend, das Wasser nur in der Glühhitze oder unter Mitwirkung von Säuren zersetzend.

α) Schwierig schmelzbar:

Mangan, Eisen, Nickel, Kobalt, Kupfer und Uran.

β) Leicht schmelzbar:

Zink, Kadmium, Blei und Wismuth.

b) Edle Metalle. Specif. Gewicht über 10,0, meist sehr stark metallglänzend, mit Ausnahme des Quecksilbers strengflüssig, feuerbeständig und an der Luft nicht oxydirbar; die Oxyde sind meist schwach basischer und oft saurer Natur und in der Hitze mit Ausnahme des Iridium- und Osmiumoxydes für sich reducirbar.

α) Tropfbarflüssig, flüchtig und in der Hitze zwar oxydirbar, das Oxyd aber durch größere Hitze wieder desoxydirbar:

Quecksilber.

β) Fest:

Silber, Palladium, Platin, Iridium, Ruthenium, Rhodium, Osmium und Gold.

c) Elektronegative Metalle. Specif. Gewicht verschieden, mit Ausnahme des Zinnes spröde und strengflüssig, das Wasser nur in der Rothglühhitze, aber nicht bei gewöhnlicher Temperatur unter Mitwirkung von Säuren zersetzend, mit wenig Sauerstoff schwach basische Oxyde oder nur Suboxyde, mit mehr Sauerstoff Säuren bildend, welche gewöhnlich unlöslich im Wasser, feuerbeständig und ohne Wirkung auf Pflanzenfarben sind.

Zinn, Titan, Pelopium, Niobium, Ilmenium, Tantal, Wolfram, Molybdän, Vanadium und Chrom.

In Nachfolgendem werden die Metalle in umgekehrter Reihe abgehandelt und dadurch bezweckt, daß sich die Säuren bildenden Metalle den nichtmetallischen Stoffen, welche ebenfalls vorzugsweise Säuren bilden, anschließen und die stärksten Gegensätze der Säuren, die Alkalien den Schluß bilden, das diesen angereihte Ammoniak aber das Uebergangsglied zu der Chemie der zusammengesetzten Radicale macht.

---

1. Chrom.

Chromium. Cr. = 26,27 oder 328,8.

Das Chrom findet sich nur oxydirt und zwar als basisches Oxyd für sich im Chromocker und mit Eisenoxydul im Chromeisenstein und als Chromsäure mit Bleioxyd verbunden; ferner findet es sich in geringer Menge in den Meteorsteinen und als färbendes Princip in verschiedenen Mineralien. Es wird durch Reduction des Oxydes mit Kohle oder durch Zersetzung des Chromchlorides mit Kalium gewonnen.

Das Chrom ist fest, metallisch, zinnweiß bis weißgrau, sehr spröde und leicht zerspringend oder pulverig dunkelbraun, schwierig schmelzbar und nicht flüchtig und von 6,0 specif. Gewicht. Hat für sich keine Anwendung, findet sich aber in manchen Roheisensorten und soll überhaupt dem Eisen die Eigenschaft ertheilen, sich gut schmieden zu lassen.

Das Chrom ist an der Luft bei gewöhnlicher Temperatur unveränderlich, bedeckt sich aber beim Erhitzen mit

Chromoxyd,

wobei 52,54 Gewichtstheile Chrom 24 Gewichtstheile Sauerstoff aufnehmen, das Chromoxyd also aus 2 Mischungsgewichten Chrom und 3 Mischungsgewichten Sauerstoff besteht und durch Cr_2O_3 (=76,54) ausgedrückt wird. Man gewinnt es meist durch theilweise Desoxydation der Chromsäure, auch aus den Chlorverbindungen.[42])

Das Chromoxyd findet sich als Chromocker in durchscheinenden oder undurchsichtigen, grasgrünen, weichen Massen und läßt sich künstlich in intensiv grünen, äußerst harten, spitzen Rhomboëdern von 5,21 specif. Gewicht darstellen, ist aber gewöhnlich pulverig und grasgrün; es ist unschmelzbar und feuerbeständig, äußerst schwierig reducirbar und bildet mit Wasser ein bläulichgraugrünes, im feuchten Zustande in dünnen Lagen das Licht roth durchfallen lassendes Hydrat, welches durch Erhitzung grün wird, aber erst in der Rothglühhitze das Wasser verliert.

Die Chromoxydsalze sind grün, violett oder roth und zum größten Theil in Wasser, sämmtlich in Salzsäure löslich, werden bei der Glühhitze zersetzt und röthen Lackmus. Die wäßrige Lösung wird nicht durch Schwefelwasserstoff, aber durch Schwefelammonium grünlich und durch Alkalien grün gefällt; der Niederschlag ist in beiden Fällen Chromoxydhydrat und löst sich etwas in Alkalien. Die Glasflüsse werden durch Chromoxyd und dessen Salze smaragdgrün gefärbt.

Man benutzt das Chromoxyd vorzüglich in der Porzellanmalerei und hier auf oder unter der Glasur und in der Oelmalerei als Chromgrün oder grünen Zinnober. Die Chromoxydsalze haben keine technische Anwendung. Kieselsaures Chromoxyd findet sich in einigen Mineralien, wie im Miloschin, Pyrosklerit und Wolchonskoit.

Wird das Chromoxyd mit salpetersaurem oder chlorsaurem Kali erhitzt, so nimmt es noch so viel Sauerstoff auf, als es bereits enthält, und verwandelt sich in

Chromsäure.

Diese besteht, da in ihren neutralen Salzen der Sauerstoff der Basis zu dem der Säure sich wie 1 : 3 verhält, aus 1 Mischungsgewicht Chrom und 3 Mischungsgewichten Sauerstoff und wird durch CrO_3 (=50,27) ausgedrückt. Sie findet sich mit Bleioxyd verbunden im Rothbleierz und Melanochroit und wird durch Zersetzung des Fluorchroms in feuchter Luft gebildet oder aus chromsaurem Kali durch Kieselfluorwasserstoffsäure abgeschieden.

Sie ist entweder wollig, amianthartig, sehr locker und scharlachroth oder fest, zusammenhängend und dunkelroth, auch in zinnoberrothen Nadeln krystallisirbar, leicht schmelzbar, von sehr saurem, dann herbem, aber nicht metallischem Geschmack, ohne Geruch und in Wasser, Weingeist und Aether löslich; sie entläßt leicht an oxydirbare Substanzen einen Theil ihres Sauerstoffes und verwandelt sich in Chromoxyd.

Die chromsauren Salze enthalten im neutralen Zustande auf 1 Mischungsgewicht Sauerstoff der Basis 3 Mischungsgewichte Sauerstoff der Säure, sind gelb oder roth und, mit Ausnahme der Alkalisalze, in Wasser unlöslich.

Die Chromsäure hat für sich keine Anwendung, aber viele ihrer Salze werden in der Färbekunst, Kattundruckerei und Malerei benutzt.

Das Chrom verbindet sich mit Stickstoff (Cr_3N_2), Chlor ($CrCl$, Cr_2Cl_3 und $CrCl_3, 2Cr_2O_3$), Brom (Cr_2Br_3), Fluor (Cr_2F_3 und CrF_3), Schwefel (Cr_2S_3) und Phosphor (Cr_2P), welche Verbindungen keine technische Anwendung haben.

Vanadium

findet sich in einigen Eisenerzen und daraus bereitetem Eisen, namentlich im schwedischen, und als Säure (VO_3) in der Frischschlacke derartigen Eisens und mit Bleioxyd verbunden in dem Rothbleierz von Ximanan, ist stark glänzend, silberweiß, spröde, leicht pulverisirbar, nicht schmelzbar und nicht magnetisch; bildet auch ein zweites Oxyd (VO_2), welches amphoterer, d. h. so wohl basischer als saurer Natur ist.

Molybdän

findet sich als Säure (MoO_3) mit Bleioxyd verbunden im Gelbbleierz und als Schwefelmolybdän (MoS_2) im Molybdänglanz oder Wasserblei, ist silberweiß, stark metallglänzend, hart, spröde, doch in kleinen Stücken drückbar, von 8,62 specif. Gewicht und strengflüssig und bildet mit Sauerstoff außer der Säure noch zwei basische Oxyde (MoO und MoO_2).

Wolfram

findet sich als Säure (WO_3) theils frei, theils mit einigen Basen verbunden, namentlich mit Eisenoxydul und Manganoxydul im Wolframerz, ist stark glänzend, stahlgrau, sehr hart und spröde, kaum feilbar und von 17,6 specif. Gewicht und bildet mit Sauerstoff ein zweites Oxyd (WO_2), welches sich nicht basisch und nur schwach sauer verhält.

Tantal

findet sich als Säure (Ta_2O_3) mit verschiedenen Basen verbunden in einigen seltenen Mineralien, wie im Fergusonit, Yttrotantalit, Tantalit und Columbit und als eine niedrigere saure Oxydationsstufe (TaO) mit Eisenoxydul im Tantalit von Kimito, ist pulverig, eisengrau und sehr strengflüssig.

Niobium

findet sich als Säure (Nb_2O_3) in den baierschen Tantaliten, ist schwarz, pulverförmig, zum Theil wie Zuckerkohle glänzend und zusammenhängend.

Pelopium

findet sich als Säure (Pe_2O_3) im Bodenmaiser Tantalit und einem Yttrotantalit; ist für sich noch unbekannt.

Titan

findet sich als Säure (TiO_2) theils frei als Rutil, Brookit und Anatas und mit Kalk und Eisenoxyd verbunden als Titanit, Polymignit, Pyrochlor, Ilmenit, Menakit, Iserin, Titaneisen, Perowskit, Greenovit, Mosandrit, Euxenit, Aeschinit und Oerstedtit, auch als Fluortitan im Warwickit und als Kunstproduct gediegen zuweilen in Hohöfen in rothen Würfeln krystallisirt, ist stark metallglänzend, sehr hart, leicht zerreiblich und von 5,3 specif. Gewicht, bildet auch noch zwei Oxyde (TiO und Ti_2O_3), welche indifferenter Natur sind.

---

2. Zinn.

Stannum. Sn. = 58,92 oder 735,296.

Das Zinn kommt nur selten geschwefelt mit andern Schwefelmetallen, häufiger als Oxyd im Zinnstein vor, aus welchem es durch Pochen, Schlemmen,

Rösten und Schmelzen mit Kohle in Schacht- oder Flammöfen gewonnen wird.[43])

Das Zinn ist fast silberweiß, sehr glänzend, schab-, schneid-, streck- und hämmerbar, von 7,285 bis 7,3 specif. Gewicht und hackigem Bruch und so wohl im pyramidalen als tesseralen System krystallisirbar, knirscht (schreit) beim Biegen und entwickelt dabei, wie beim Reiben mit der Hand, einen eigenthümlichen, widrigen Geruch, verursacht auf der Zunge einen unangenehmen Geschmack, schmilzt bei 228° und ist erst bei der strengsten Weißglühhitze flüchtig.

Das Zinn wird häufig zur Verfertigung von Hausgeschirren für den Küchen- und Tischgebrauch u. s. w., Kesseln, Destillir- und Kühlapparaten, Röhren, Hähnen u. s. w. benutzt, zu welchen Zwecken immer das reinste Zinn verwendet werden soll, aber gewöhnlich mit Blei oder Eisen, seltener mit Antimon vermischt wird, wodurch sein Gebrauch so wohl für die Gesundheit nachtheilige Folgen haben (indem aus gemischten Metallen durch säuerliche Substanzen leichter das eine oder andere Metall gelöst wird), als auch für Farbflotten nicht bezweckte Farbennüancen verursachen kann. Es dient ferner zum Verzinnen des Eisenbleches (wird das verzinnte Weißblech bis zum Schmelzen des Zinnes erhitzt, dann schnell abgekühlt und hierauf in verdünntes Königswasser getaucht, so erscheinen auf der Oberfläche krystallinische Figuren, sogenannter Metallatlas oder Moiree), kupferner Gefäße und verschiedener Metallgeräthschaften, zur Anfertigung verschiedener Metalllegirungen, zur Verfertigung des Nürnberger Silberpapiers u. s. w.

Das Zinn wird an der Luft fast gar nicht verändert, wenn keine erhöhte Temperatur einwirkt; wird es aber längere Zeit an der Luft in der Schmelzhitze erhalten, so verwandelt es sich in

Zinnoxydul,

wobei 58,92 Theile Zinn 8 Gewichtstheile Sauerstoff aufnehmen, das Zinnoxydul also aus gleichen Mischungsgewichten Zinn und Sauerstoff besteht und durch SnO (=66,92) bezeichnet wird. Man gewinnt es rein durch Zersetzung Zinnchlorürs mit einem Alkali.[44])

Das Zinnoxydul ist schwarzgrau oder olivenfarbig, bildet auch glänzende, schwarze, harte, bei 200° decrepitirende Krystalle, ist luftbeständig, verglimmt beim Erhitzen und verwandelt sich in Oxyd, und bildet mit Wasser ein weißes Hydrat, welches in ätzenden Alkalien löslich ist und beim Kochen mit Wasser sein Hydratwasser verliert.

Die Zinnoxydulsalze sind meist farblos und von höchst widerlichem metallischem Geschmack, röthen Lackmus, zersetzen sich bei der Erhitzung an der Luft und zerfallen zum Theil durch Wasser in lösliche saure und unlösliche basische Salze; ihre Lösungen geben mit Schwefelammonium einen schwarzbraunen und mit Alkalien einen weißen, in Ueberschuß löslichen und mit Goldlösung einen purpurfarbenen Niederschlag und bei der Berührung mit Zink metallisches Zinn in weißgrauen Blättchen. Vor dem Löthrohr mit Soda im Reductionsfeuer erhitzt geben sie ein Zinnkorn.

Das Zinnoxydul wird zur Reduction des Indigos beim topischen Blau und für die Darstellung von ächtem Chromgrün in der Färberei, ferner in seiner alkalischen Lösung zum Schilder- oder Kastenblau und zur Darstellung mancher Pflanzenlacke benutzt.

Salpetersaures Zinnoxydul

ist nur in der Lösung bekannt und diente als solche in der früheren Zeit als Beizmittel beim Scharlachfärben mit Cochenille.

Schwefelsaures Zinnoxydul

bildet farblose, zarte, nadelförmige Krystalle, ist leicht in Wasser löslich und dient mit Zinnchlorür vermischt in der Färberei und Kattundruckerei.

Wird das Zinnoxydul längere Zeit und bei höherer Temperatur an der Luft erhitzt, so nimmt es noch so viel Sauerstoff auf, als es bereits enthält, und verwandelt sich in

Zinnoxyd oder Zinnsäure,

welches aus 1 Mischungsgew. Zinn und 2 Mischungsgew. Sauerstoff besteht und durch SnO_2 (=74,92) ausgedrückt wird. Dieses bildet sich auch bei der Einwirkung von Salpetersäure auf Zinn und findet sich natürlich als Zinnstein in bräunlichen durchscheinenden Octaëdern krystallisirt.

Das künstlich bereitete Zinnoxyd ist pulverig, gelblich- oder grünlich-weiß, beim Glühen gelb, von 6,9 specif. Gewicht und unschmelzbar, und bildet mit Wasser zwei Hydrate, nämlich SnO_2, HO, welches sich bei der Einwirkung wäßriger Salpetersäure auf Zinn bildet, weiß und pulverig ist, nicht Lackmus röthet und nicht in Salpetersäure, Salzsäure und Schwefelsäure löslich ist, aber von diesen Säuren etwas aufnimmt, und SnO_2, 2HO, welches durch Fällung des Zinnchlorürs mit kohlensaurem Kali erhalten wird und weiß, gallertartig, nach dem Trocknen seidenglänzend ist, Lackmus röthet und sich in verdünnter Schwefelsäure und Salzsäure, auch in kalter Salpetersäure löst, aus dieser aber beim Erwärmen in gallertartiger Form wieder abscheidet.

Die Zinnoxydsalze sind farblos oder gelblich, zum Theil in Wasser löslich und dann von saurer Reaction und saurem, metallischem, styptischem Geschmack; sie werden meist in der Hitze zersetzt; die Lösungen geben, mit Zink in Berührung gesetzt, metallisches Zinn, mit Alkalien einen weißen, etwas im Fällungsmittel löslichen, und mit Schwefelwasserstoff einen gelben, in reinen kohlensauren und geschwefelten Alkalien löslichen Niederschlag.

Die zinnsauren Salze enthalten auf 1 Mischungsgewicht Basis 1 oder 3 Mischungsgewichte Säure, im letzteren Falle mit wesentlichem Wasser, und geben beim Glühen indifferentes Oxyd und freie Basis; Säuren scheiden aus ihnen Zinnsäure ab.

Das Zinnoxyd wird als Zinnasche zum Poliren von Glas, Krystall und harten Steinen, zur Darstellung des Emails, in der Glasmalerei und zur Glasur benutzt, mit wenig (etwa 2%) Chromoxyd giebt es eine schöne Lila-farbe auf Porzellan, die auch als Wasser- und Oelfarbe benutzt wird. In der Färberei und Kattundruckerei ist es eine unentbehrliche Basis zur Haltbarmachung der Pigmente auf den Zeugen. Zinnsaures Kali verzinnt sehr schön Kupfer.

Wird Zinn mit Chlorwasserstoffgas in Berührung gebracht und schwach erwärmt, so bildet sich unter Abscheidung von Wasserstoffgas

Zinnchlorür,

welches auf 58,92 Th. Zinn 35,4 Th. Chlor enthält, also aus gleichen Mischungsgewichten Zinn und Chlor besteht und durch SnCl ausgedrückt wird; dieses erhält man wasserhaltig durch Lösen des Zinns in Salzsäure.[45])

Das Zinnchlorür ist fest, grau, glänzend, durchscheinend, von glasigem Bruch, vor der Rothglühhitze schmelzbar und dabei flüchtig; es krystallisirt als Hydrat (SnCl, HO) in weißen, rhombischen Säulen, die an der Luft zerfließen und sich leicht in Wasser lösen; die Lösung röthet Lackmus und zerfällt durch viel Wasser in Zinnoxychlorürhydrat und Salzsäure, welche Zersetzung durch Zusatz von Salmiak, Weinstein oder etwas Salzsäure verhindert werden kann; die Lösung absorbirt aus der Luft Sauerstoffgas und trübt sich durch abscheidendes Zinnoxyd; überhaupt entzieht das Zinnchlorür vielen Oxyden den Sauerstoff und wird deßhalb häufig als reducirendes Mittel benutzt.

Das Zinnchlorür wird in der Färberei als Beizmittel, zur Bereitung des Oxyduls, in der Seidenfärberei zur Darstellung des feinen Ponceau aus Cochenille, in der Kattundruckerei zum Ausschärfen der Farben u. s. w. benutzt.

Wird Zinnfeile in erwärmtes Chlorgas gebracht, so verbinden sich beide unter Lichtentwicklung zu

Zinnchlorid,

in welchem 58,92 Th. Zinn mit 70,9 Th. Chlor verbunden sind, es also aus 1 Mischungsgewicht Zinn und 2 Mischungsgewichten Chlor besteht und durch $SnCl_2$ bezeichnet wird. Wasserhaltig gewinnt man es durch Lösen von Zinn in Königswasser oder durch Einwirkung von Chlor auf Zinnchlorürlösung.[46])

Das wasserfreie Zinnchlorid ist tropfbar-flüssig, farblos und von 2,25 specif. Gewicht, sehr flüchtig, kocht aber erst bei 120°, bildet an der Luft durch Anziehung von Feuchtigkeit dicke weiße Dämpfe, wirkt in hohem Grade ätzend, löst unter Bildung von Chlorür Zinn auf und bildet mit Wasser ein Hydrat, das farblose nadelförmige Krystalle darstellt, an der Luft zerfließt, Lackmus röthet, sich leicht in Wasser löst und durch viel Wasser in Zinnoxychlorid und Salzsäure zersetzt wird.

Das Zinnchlorid ist ein Bestandtheil der zum Scharlachfärben dienenden Zinncompositionen und wird auch in der Kattundruckerei benutzt.

Wird Zinn zu wiederholten Malen mit Schwefel zusammengeschmolzen und geglüht, so verbinden sie sich unter Erglühung zu

Zinnsulphür,

welches aus 58,92 Th. Zinn und 16 Th. Schwefel, also aus gleichen Mischungsgewichten Zinn und Schwefel besteht und durch SnS bezeichnet wird. Diese Verbindung findet sich auch mit Schwefelkupfer als Zinnkies.

Das Zinnsulphür ist strahlig-krystallinisch, blaugrau, metallglänzend, von 5,267 specif. Gewicht und höherem Schmelzpunkt als Zinn, wird nur beim Erhitzen an der Luft oxydirt und löst sich in Salzsäure unter Schwefelwasserstoffentwicklung. Hat keine Anwendung.

Wird Zinnoxyd mit Schwefel erhitzt, so bildet sich neben schwefeliger Säure

Zinnsulphid,

welches auf 58,92 Th. Zinn 32 Th. Schwefel enthält, also aus 1 Mischungsgewicht Zinn und 2 Mischungsgewichten Schwefel besteht und durch SnS_2 ausgedrückt wird. Diese Verbindung, welche als Musivgold oder Malergold bekannt ist, wird nach verschiedenen Methoden bereitet. [47])

Das Zinnsulphid stellt gelbe, voluminöse, glasige Massen oder goldglänzende Blättchen dar, ist von 4,415 specif. Gewicht, geruch- und geschmacklos, entläßt in der Hitze die Hälfte Schwefel und löst sich nur in Königswasser, ätzenden Alkalien und Schwefellebern.

Man benutzt das Musivgold zum Bronciren von Gypsfiguren u. s. w., zur falschen Vergoldung von Kupfer und Messing, des Papieres, der Pappe, des Holzes, zur Lackvergoldung u. s. w.

Das Zinn bildet mit dem Sauerstoff, Chlor und Schwefel verschiedene Verbindungen, welche ohne technische Anwendung sind.

Wirkliche chemische Verbindungen des Zinns mit Arsen und Antimon, die stöchiometrisch zusammengesetzt sind, haben keine Anwendung. Jedoch ist bei der Lösung des Zinns in Salzsäure zu berücksichtigen, daß dieses oft arsenhaltig ist und dann auch Arsenwasserstoffgas entwickelt, was für den Arbeiter sehr gefährlich werden kann. Eine Verbindung von Zinn mit 9% Antimon giebt ein sehr weißes, ziemlich hartes, an der Luft nicht anlaufendes Gemisch, welches zu Leuchtern, Knöpfen und ähnlichen Gegenständen sehr brauchbar ist.

---

3. Gold.

Aurum. Au = 197,0 oder 2462,0.

Das Gold, das edelste und kostbarste der edlen Metalle, kommt stets gediegen und zuweilen mit Silber und einigen andern Metallen verbunden im südlichen und nordwestlichen Amerika (Chili und Californien), in Australien und am Ural in kleinen Körnern im Sand der Flüsse, im Schuttland und eingesprengt in ältern und neuern Gebirgsformationen vor. Es wird theils durch Schlemmen, theils durch Amalgamation von der begleitenden Gebirgsart geschieden und dann auf verschiedene Arten gereinigt. [48])

Das Gold ist im reinen Zustande hochgelb, sehr glänzend, von 19,4 — 19,6 specif. Gewicht, weicher als Silber und von solcher Geschmeidigkeit, daß sich ein Gran ($^1/_{240}$ Loth) Gold zu einem 500 Fuß langen Draht ausziehen und zu einem Blatt von 57 Quadratzoll Oberfläche ausschlagen läßt, ist als sogenanntes **Blattgold** mit meergrüner Farbe durchsichtig, schmilzt in der Weißglühhitze, wird dabei meergrün und verflüchtigt sich nur wenig vor dem Knallgasgebläse oder zwischen den Polen einer mächtigen galvanischen Batterie.

Das Gold dient im Handel ausgemünzt oder in Barren als allgemeines Tauschmittel; es wird außerdem zu verschiedenen Geräthschaften und Gegenständen der Zierde und des Luxus und zum Vergolden anderer Metalle benutzt, zu welchen Zwecken man aber das Gold wegen seiner Weichheit meist mit Silber oder Kupfer vermischt, was das **Karatiren** heißt, wobei reines oder sogenanntes feines Gold als 24karätiges Gold, solches aus 23, 22, 21 u. s. w.

Th. feinem Gold und 1, 2, 3 u. s. w. Th. anderem Metall 23-, 22-, 21- u. s. w. karätiges Gold genannt wird. Die Karatirung wird entweder mit Silber, wo man die weiße Karatirung, oder mit Kupfer, wo man die rothe Karatirung, oder mit Silber und Kupfer zugleich ausgeführt, wo man die gemischte Karatirung erhält. Reines Gold wird zur Verfertigung der Goldblättchen und chemisch-pharmaceutischer Präparate, zum Vergolden des Glases, der Porzellan- und irdenen Waaren und zum Plattiren von Kupfer und Silber verwendet.

Das Gold läßt sich nicht unmittelbar, sondern auf dem Wege der doppelten Wahlverwandtschaft mit Sauerstoff verbinden, wenn man z. B. Goldchlorid mit Magnesia behandelt, wobei sich Chlormagnesium und

Goldoxyd oder Goldsäure

bilden. Dieses enthält auf 197 Thl. Gold 24 Th. Sauerstoff und besteht demnach aus 1 Mischungsgewicht Gold und 3 Mischungsgewichten Sauerstoff und wird durch AuO_3 (= 221,0) ausgedrückt.

Das Goldoxyd ist dunkelbraunschwarz, als Hydrat röthlichgelb und wird langsam am Tageslicht, rascher in den Sonnenstrahlen, schnell in der Wärme zersetzt; es löst sich zwar in Salpetersäure und Schwefelsäure, hat aber fast gar keine basischen Eigenschaften und wird aus diesen Lösungen schon durch Verdünnen mit Wasser wieder abgeschieden, vertritt aber die Stelle einer Säure und kann sich namentlich mit den Alkalien zu fast farblosen goldsauren Salzen verbinden. Wird Goldoxydhydrat mit einer weingeistigen Kalilösung digerirt, so scheidet sich äußerst fein zertheiltes Gold, wie Muschelgold aussehend, aus.

Das aus Goldchlorür durch Kali abzuscheidende Goldoxydul (AuO) ist pulverig, grün und leicht zersetzbar und hat, wie die Goldsäure, keine technische Anwendung.

Eine Verbindung der Goldsäure mit Ammoniak ist als Knallgold ($2\,H_3N, AuO_3, Aq.$) bekannt und wird bei der Digestion des Goldchlorides

mit Kali und Ammoniak gebildet; es explodirt sehr heftig beim Reiben, Stoßen oder Erhitzen und wird mitunter bei der Vergoldung des Porzellans benutzt.

Das Gold verbindet sich mit dem Chlor unmittelbar; wird Gold in höchst fein zertheiltem Zustande in Chlorwasser gebracht oder in derberen Massen mit Königswasser behandelt, so entsteht

Goldchlorid.

Dieses enthält auf 197 Th. Gold 106,3 Th. Chlor, besteht demnach aus 1 Mischungsgewicht Gold und 3 Mischungsgewichten Chlor und wird durch $AuCl_3$ bezeichnet. Es wird durch Lösen des Goldes in Königswasser und Verdunsten der Lösung zur Krystallisation in Verbindung mit Salzsäure, durch Erhitzen bis zur beginnenden Chlorentwicklung aber rein erhalten.

Das reine Goldchlorid stellt eine dunkelrubinrothe, krystallinische Masse, die Verbindung mit Salzsäure hellgelbe, vierseitige Säulen oder abgestumpfte Octaëder dar; beide Verbindungen zerfließen leicht an der Luft, besitzen einen sehr scharfen, widrigen, zusammenziehenden Geschmack, wirken giftig und lösen sich leicht in Wasser, Weingeist und Aether; die Lösungen röthen Lackmus, färben Haut, Haare und dergl. dauernd purpurroth und werden mit Ausnahme der wäßrigen, schnell durch das Sonnenlicht unter Abscheidung von metallischem Gold zersetzt.

Das Goldchlorid wird zur Darstellung mehrerer Goldpräparate und des reinen Goldes, ferner zur Bildung des Goldpurpurs, des Rubinglases und zum Vergolden der Metalle benutzt, indem man entweder die sehr verdünnte, wenig salzsäurehaltige Lösung auf galvanischem Wege auf Metalle, wie Silber, Kupfer, Messing, Argentan u. s. w. präcipitiren läßt oder die Lösung des Chlorides in Aether auf die Metalle, namentlich auf Stahl und daraus verfertigte Geräthschaften, trägt.

Das Goldchlorid verbindet sich mit den Chloralkalimetallen zu krystallisirbaren und löslichen Chlorsalzen. Die Lösungen dieser wie die des reinen Chlorides in Wasser geben mit Schwefelwasserstoff einen schwarzen, in Schwefel-

ammonium löslichen, und mit Zinnchlorür einen purpurfarbenen Niederschlag oder Färbung und werden durch Eisenvitriol oder durch Erhitzen mit Oxalsäure metallisch gefällt.

Bei der trocknen Erhitzung entläßt das Goldchlorid Chlor und verwandelt sich in Goldchlorür (AuCl), welches gelblichweiß ist, beim Lösen in Wasser in Gold und Goldchlorid zerfällt und beim starken Erhitzen alles Chlor entläßt.

Die Verbindungen des Goldes mit den übrigen nichtmetallischen Stoffen sind nur von wissenschaftlichem Interesse.

Unter den abgehandelten Metallen ist nur die Verbindung des Zinns mit Gold von technischem Interesse (s. unten Goldpurpur). Gold mit $^1/_{12}$ Zinn verschmolzen ist blaßgelb, nur wenig streckbar und von feinkörnigem Bruch; das Zinn macht das Gold für die Verarbeitung untauglich und läßt sich überhaupt nur schwierig davon trennen.

Wird eine verdünnte Goldlösung mit einer verdünnten Zinnchlorürlösung vermischt, so scheidet sich nach kürzerer oder längerer Zeit ein purpurrothes oder schmutzigbraunes Pulver, Goldpurpur benannt, aus, das als Ganzes $AuSn_2O_4$ ist und als eine Verbindung von Zinnsesquioxydul mit Goldoxydul (AuO, Sn_2O_3) betrachtet werden kann. Der Goldpurpur wird auf verschiedene Weise bereitet [49]), ist in verdünnten Säuren und Alkalien nicht, in Ammoniak mit Purpurfarbe löslich und dient zum Rothfärben des Glases und in der Porzellanmalerei.

Osmium

findet sich stets mit Iridium legirt, ist weniger glänzend als Platin, bläulichweiß, von 10,0 specif. Gewicht, im Ofenfeuer nicht schmelzbar und verwandelt sich beim Erhitzen an der Luft in Osmiumsäure (OsO_4), bildet aber noch drei niedrigere Oxydationsstufen (OsO, Os_2O_3 und OsO_2) und mit Chlor vier Verbindungen, von denen die drei ersten den ersten Oxydationsstufen entsprechen, die vierte aber $OsCl_3$ ist und nur in Verbindung mit Salmiak besteht.

Ruthenium

findet sich in den Rückständen von der Behandlung des Platinerzes mit Königswasser, ist weißgrau, metallglänzend und leichter als Iridium; verbrennt beim Erhitzen an der Luft zu Sesquioxydul (Ru_2O_3), beim Glühen mit Salpeter zu einer Säure (RuO_3), bildet auch noch ein Oxydul (RuO) und ein Oxyd (RuO_2) und drei Chloride ($= RuCl$, Ru_2Cl_3 und $RuCl_2$).

Iridium

findet sich theils mit Platin und andern Metallen, theils nur mit Osmium legirt in den Platinerzen vor, ist grau, pulverig und von 15,68 specif. Gewicht oder nach dem Zusammenschmelzen im Deflagrator weiß, glänzend und von 18,68 specif. Gewicht, verändert sich nicht beim Erhitzen an der Luft und bildet mit Sauerstoff und Chlor vier entsprechend zusammengesetzte Verbindungen (IrO, Ir_2O_3, IrO_2 und IrO_3 und $IrCl$, Ir_2Cl_3, $IrCl_2$ und $IrCl_3$), von denen die drei ersten Oxydationsstufen basischer Natur sind. Ist zu versuchen, technisch zu verwenden und läßt sich statt des Platinschwammes in den Wasserstofffeuerzeugen benutzen.

Rhodium

findet sich mit Platin und andern Metallen legirt in den Platinerzen, ist silberweiß, metallglänzend, spröde, von 11,0 specif. Gewicht und für sich in allen Säuren unlöslich, läßt sich nur als sehr feines Pulver beim Erhitzen an der Luft oxydiren und hat zwei Oxyde (RO und R_2O_3), welche basischer Natur sind. Soll den Stahl sehr verbessern.

---

4. Platin.

Platinum. Pt = 98,7 oder 1233,75.

Das Platin findet sich nur gediegen und stets mit Osmium, Ruthenium, Iridium, Rhodium und Palladium, welche deßhalb auch die Platin-Begleiter benannt werden, ferner mit Gold, Silber, Kupfer und Eisen legirt in den Platinerzen, welche sich in Südamerika, häufiger am Ural und auch in sehr geringer Menge in der Schweiz und im Rheinsand finden. Es wird auf nassem Wege abgeschieden und gereinigt. [50])

Das Platin ist im cohärenten Zustand von stahlgrauer bis silberweißer Farbe, sehr glänzend, weicher als Silber, von 21,4 bis 21,7 specif. Gewicht, und vor dem Knallgasgebläse und dem Deflagrator, aber nicht in gewöhnlichem Ofenfeuer schmelzbar, erweicht aber darin und läßt sich dann schweißen; das schwammige Platin ist eine locker zusammenhängende, mattgraue Masse und der Platinmohr bildet ein schwarzes, eine große Menge von Sauerstoffgas mechanisch absorbirt enthaltendes Pulver. In beiden letzteren Formen hat das Platin die Eigenschaft, mehrere chemische Verbindungen zwischen elastischen oder dampfförmigen Körpern, z. B. die von Sauerstoff mit Wasserstoff zu Wasser, mit schwefeliger Säure zu Schwefelsäure, mit Weingeistdampf zu Essigsäure und Wasser zu Stande zu bringen, und mehrere Umsetzungen, wie die des Stickstoffoxydgases und Wasserstoffes in Ammoniak und Wasser, und Zersetzungen hervorzubringen, ohne dabei etwas aufzunehmen oder abzugeben.

Das Platin wird in Rußland und Brasilien zu Münzen ausgeprägt und ist wegen seiner Unveränderlichkeit im Feuer, wegen seiner Schmiedbarkeit und Geschmeidigkeit und insbesonders wegen seiner Unlöslichkeit in den einfachen Säuren das schätzenswertheste Metall und wird zu verschiedenen chemischen, physikalischen und technischen Apparaten und Instrumenten, sowie auch zu Zündlöchern für Gewehre und zu manchen Schmucksachen, z. B. Tabacksdosen, zum Auslegen, die Legirung mit Kupfer zu Spiegeln für Telescope verarbeitet; auch benutzt man es zum Verplatiniren des Glases und Porzellans, indem man es entweder als Schwamm einbrennt und dann polirt oder die Lösung des Chlorürs in Weingeist auf den Gefäßen ausbreitet und eintrocknet, dann aber diese bis zum Glühen erhitzt. Das Platinblech dient jetzt auch häufig bei der galvanischen Kette als electronegatives Glied; das schwammige Platin dient zur Entzündung des Wasserstoffgases in den Döbereiner'schen Feuerzeugen und bei der Schwefelsäurefabrikation aus schwefeliger Säure und atmosphärischer Luft ohne Mithülfe von Stickstoffoxydgas. Der Platinmohr wird zur Fabrikation von Essigsäure benutzt.

Das Platin wird an der Luft bei keiner Temperatur, wohl aber beim Glühen mit reinen und salpetersauren Alkalien oxydirt (weßhalb man in Platingefäßen dergleichen nicht schmelzen darf) und verwandelt sich in

Platinoxyd oder Platinsäure.

welches auf 98,84 Th. Platin 16 Th. Sauerstoff enthält, demnach aus 1 Mischungsgewicht Platin und 2 Mischungsgewichten Sauerstoff besteht und durch PtO_2 (=114,84) bezeichnet wird. Man erhält es rein durch Zersetzung des salpetersauren Platinoxydes mit dem Aequivalent Aetznatron.

Das Platinoxyd ist frisch gefällt ein Hydrat und von heller Rostfarbe, wird aber bei gelinder Erwärmung unter Verlust von Wasser schwarzbraun, zersetzt sich leicht in höherer Temperatur und hat nur eine geringe Verwandtschaft zu den Säuren, mit ihnen gelbe oder rothe Platinoxydsalze bildend, aber eine größere zu den Alkalien und alkalischen Erden, damit unlösliche platinsaure Salze gebend.

Ein basisches Platinoxydul (PtO) wird durch Zersetzung des Platinchlorürs mit Aetzkali als ein schwarzes Hydrat erhalten und verpufft leicht beim Erhitzen mit brennbaren Körpern; seine Salze sind bräunlichgrün und unterscheiden sich insbesonders dadurch von den Platinoxydsalzen, daß sie nicht von Chlorkalium oder Chlorammonium gefällt werden.

Wird das Platin mit Königswasser digerirt, so löst es sich langsam auf und verwandelt sich in

Platinchlorid.

Dieses enthält auf 98,84 Th. Platin 70,9 Th. Chlor, besteht also aus 1 Mischungsgewicht Platin und 2 Mischungsgewichten Chlor und wird durch $PtCl_2$ bezeichnet.

Das Platinchlorid bildet eine rothe, nach dem Austrocknen schwarzbraune Salzmasse, löst sich leicht in Wasser, Weingeist und Aether, röthet Lackmus, hat einen widrigen, scharfen, metallischen Geschmack, wirkt giftig und färbt Haut und Nägel purpurroth.

Das Platinchlorid wird zur Gewinnung des reinen Platins und der Platinpräparate, zur Verplatinirung auf galvanischem Wege und als Reagens und Fällungsmittel für Kali- und Ammoniaksalze benutzt.

Das Platinchlorid bildet mit den Chloralkalimetallen Doppelsalze, welche mit Ausnahme der Natriumverbindung in Wasser und Weingeist sehr schwer löslich sind und beim Glühen entweder, wie die Ammoniumverbindung, reines Platin oder, wie die übrigen Verbindungen, dieses und ein Chloralkalimetall hinterlassen. Man benutzt deßhalb Chlorammonium und Chlorkalium zur Erkennung und quantitativen Bestimmung des Platins.

Wird das Platinchlorid bis vor dem Glühen erhitzt, so entläßt es die Hälfte Chlor und verwandelt sich in Platinchlorür (PtCl), welches in Wasser unlöslich ist und in der Glühhitze alles Chlor entläßt. Wird das Platinchlorid zu wiederholten Malen mit reinem Weingeist eingedampft, bis eine Probe nicht mehr durch Salmiak gefällt wird, so entsteht ebenfalls Platinchlorür, welches mit einem Zersetzungsproducte des Weingeistes verbunden ist und in seiner weingeistigen Lösung die Eigenschaft hat, auf Glas oder Porzellan getragen, eingetrocknet und geglüht das Platin mit spiegelglänzender Oberfläche und fest anhaftend zurückzulassen, weßhalb diese Lösung für solche Zwecke benutzt wird.

Die Verbindungen des Platins mit den übrigen nicht metallischen Stoffen haben nur wissenschaftliches, folgende aber für den experimentirenden und technischen Chemiker insofern Interesse, als ihre Entstehung für den Gebrauch der Platingefäße nachtheilig ist und diese sogar zerstören kann.

Kohlenstoffplatin

entsteht beim Glühen des Platins mit Kohle im Essenfeuer; auch der an Platingefäßen durch die Flamme der Weingeistlampe bei nicht hinreichendem Luftzutritt entstehende Ruß ist platinhaltig.

Phosphorplatin

bildet sich unmittelbar bei der Berührung des Phosphors mit glühendem Platin und ist sehr leichtflüssig; es entsteht auch, wenn in Platingefäßen schmelzende Phosphorsäure mit Kohle in Berührung kommt und durchlöchert die Gefäße.

Borplatin

entsteht beim Glühen des Boraxes mit Kohle in Platingefäßen, wodurch diese oberflächlich angegriffen werden.

Kieselplatin

entsteht beim Weißglühen des Platins zwischen Kohle, indem durch die Einwirkung des letztern auf die Asche unter Gegenwart von Platin die in dieser enthaltene Kieselsäure desoxydirt wird und der Kiesel mit dem Platin in Verbindung tritt, wodurch dieses nach dem Gebrauch durch mehrere Jahre spröde wird und Risse bekommt.

Auch dürfen in Platingefäßen nicht Mischungen behandelt werden, welche Chlor, Brom oder Jod entwickeln, auch keine ätzenden und salpetersauren Alkalien, Schwefelalkalimetalle oder Gemenge von schwefelsauren Salzen und Kohle darin geglüht werden, weil dadurch die Affinität des Platins zum Sauerstoff oder Schwefel hervorgerufen wird, ferner keine Metalloxyde mit Kohle darin bis zum Glühen oder auch verschiedene Oxyde, wie die des Blei's, Wismuths, Kupfers, Kobalts, Nickels und Antimons, für sich nicht bis zum Weißglühen darin gebracht werden, weil in beiden Fällen Legirungen entstehen und dadurch Platingefäße nicht mehr allen Säuren widerstehen.

Arsenplatin

bildet sich beim Erhitzen des schwammigen Platins mit überschüssigem Arsen, ist leichtflüssig und wurde deßhalb und weil es beim Erhitzen an der Luft allmälig das Arsen verliert, zur Verfertigung von Platingefäßen benutzt.

Die Legirungen des Platins mit den abgehandelten Metallen haben kein technisches Interesse.

Palladium

findet sich gediegen und rein im brasilianischen Platinerz und am Harz, ferner mit den Platinmetallen im amerikanischen und russischen Platinerz, mit Gold in Brasilien und mit Gold und Silber in Südamerika, ist dem Silber sehr ähnlich, von 11,3 bis 11,8 specif. Gewicht, schweißbar und äußerst strengflüs-

sig, verbrennt im Knallgasgebläse mit lebhaftem rothem Funkensprühen zu Oxydul (PdO) und bildet auch ein höheres Oxyd (PdO_2); beide Oxyde sind basisch; auch verbindet es sich mit Chlor (PdCl und $PdCl_2$). Das Palladium ist statt des Silbers bei Meßinstrumenten für den Seedienst angewendet worden, weil es nicht, wie das Silber, durch die Seeluft anläuft. Stahl wird durch 1 Procent Palladium für solche Instrumente brauchbar gemacht, welche auf der Schneide vollkommen glatt sein müssen. Eine Legirung von 24 Th. Palladium, 44 Th. Silber, 72 Th. Gold und 92 Th. Kupfer ist ganz vorzüglich für Zapfenlager in feine Uhren und Chronometer gefunden worden. Die natürlich vorkommende Legirung mit Gold und Silber ist als Oro pudre oder faules Gold bekannt und nicht gut auf Gold zu verarbeiten.

---

5. Silber.

Argentum. Ag = 108,0 oder 1350,0.

Das Silber findet sich sehr häufig, wenn auch nicht immer in großen Mengen und zwar, aber selten, gediegen oder mit Chlor verbunden, am häufigsten aber geschwefelt und gewöhnlich mit andern Schwefelmetallen, namentlich mit Schwefelblei verbunden. Es wird aus seinen Erzen entweder durch Ausschmelzen mit Blei und Abtreiben oder durch den Amalgamationsproceß, rein aber nur aus Chlorsilber auf nassem oder trocknem Wege gewonnen.[51])

Das reine Silber ist weiß, sehr glänzend, härter als Gold und weicher als Kupfer, klingend, elastisch, sehr dehnbar und von 10,5 specif. Gewicht, schmilzt bei der Gelbrothglühhitze und ist im Focus des Hohlspiegels flüchtig. In der Weißglühhitze absorbirt es an der Luft Sauerstoffgas, ohne sich damit zu verbinden, und entläßt es beim Erkalten unter Spratzen.

Das reine Silber wird zu Blattsilber, für plattirte Waaren, zum Versilbern, zum chemischen und pharmaceutischen Gebrauch und zur Darstellung chemischer Geräthschaften benutzt. Für den Gebrauch zu Münzen und zur Verfertigung verschiedener Geräthschaften und Schmucksachen wird das Silber mit einer Quantität, gewöhnlich mit $1/4$ Kupfer vermischt, wodurch es härter

wird, ohne seine Farbe und den Glanz zu verlieren. Eine feine Mark Silber ist = 16 Loth Feinsilber; eine rauhe oder beschickte Mark Silber kann verschiedene Quantitäten Kupfer enthalten und nach der Menge desselben, in $^1/_{16}$ ausgedrückt, bezeichnet man 15 Silber mit 1 Kupfer 15löthiges, 14 mit 2 14löthiges, 12 mit 4 12löthiges, 8 mit 8 8löthiges Silber. Für Eß- und Trinkgeschirre darf kein niedrigeres als 12löthiges Silber angewandt werden, da sonst die in den Speisen und Getränken enthaltenen Pflanzensäuren auf das Kupfer lösend wirken und dadurch jene Gifte werden können. Die Silberarbeiter sind allerwärts verflichtet, den Feingehalt des Silbers auf der verfertigten Waare durch die entsprechende Zahlenbezeichnung anzugeben.

Das Silber verbrennt im Sauerstoff- oder Knallgasgebläse oder zwischen den Polen einer starken galvanischen Batterie mit smaragdgrünem Licht zu

Silberoxyd,

welches auf 108 Th. Silber 8 Th. Sauerstoff enthält, also aus gleichen Mischungsgewichten Silber und Sauerstoff besteht und durch AgO (= 116,0) bezeichnet wird. Dieses bildet sich auch bei der Einwirkung von Salpetersäure oder Schwefelsäure auf Silber und wird aus der salpetersauren Silberlösung durch Fällung mit Aetzkali erhalten.

Das Silberoxyd ist frischgefällt dunkelbraun, wird an der Luft unter Verlust von etwas Sauerstoff schwarz, bräunt feuchtes Curcumäpapier, zersetzt sich am Tages-, schneller am Sonnenlicht, rasch durch Erhitzung, und bildet mit den Säuren die Silberoxydsalze, welche weiß oder gelblich sind, am Licht grauviolett oder dunkler werden und zum Theil in Wasser, zum Theil in Salpetersäure oder Ammoniak löslich sind, widrig metallisch schmecken, im neutralen Zustand nicht Lackmus röthen, mit Schwefelwasserstoff einen schwarzen, mit Blutlaugensalz einen weißen, mit reinen und kohlensauren Alkalien einen hellbräunlichen oder weißen, im Ueberschuß unlöslichen, mit reinem oder kohlensaurem Ammoniak einen hellbräunlichen oder weißen, im Ueberschuß löslichen, und mit Salzsäure und löslichen Chlormetallen einen weißen, am Licht schnell schwarz werdenden, nicht in Salpetersäure, leicht in Ammoniak löslichen Niederschlag geben und

durch alle unedlen Metalle und Oxydulsalze regulinisch gefällt werden. Die wichtigsten Salze sind:[52])

Salpetersaures Silberoxyd (AgO,NO_5)

krystallisirt in farblosen, durchsichtigen, 4- und 6seitigen Tafeln, schmilzt sehr leicht, wird bei höherer Temperatur zersetzt und löst sich leicht in Wasser, schwieriger in Weingeist. Es wird in Stengelform als sogenannter Höllenstein zum Aetzen, ferner zur Bereitung des Chlorsilbers, zum Färben der Haare, zum Zeichnen der Wäsche und als das empfindlichste Reagens auf Salzsäure und Chlormetalle benutzt, ist auch als fäulnißwidriges Mittel empfohlen worden, da es in der kleinsten Menge die Fäulniß aufhebt.

Kohlensaures Silberoxyd (AgO,CO_2)

findet sich sehr selten im Mineralreich vor und ist künstlich dargestellt ein weißes Pulver, das zur Bereitung anderer Silbersalze benutzt werden kann.

Schwefelsaures Silberoxyd (AgO,SO_3)

schießt in kleinen weißen, nadelförmigen Krystallen an, ist schmelzbar, wird bei höherer Temperatur zersetzt und löst sich in 88 Theilen kochendem Wasser; ist für die Scheidung des Silbers durch die sogenannte Affinirung von Wichtigkeit und wird mitunter als Reagens oder Fällungsmittel für Chlor und in der Glasmalerei benutzt.

Phosphorsaures Silberoxyd ($3AgO,PO_5$)

ist pulverig, hellgelb, in Wasser wenig löslich und wird in der Glasmalerei zum Gelbfärben des Glases und in der Porzellanmalerei benutzt.

Chromsaures Silberoxyd (AgO,CrO_3)

ist pulverig und purpurroth oder rothbraun, oder krystallisirt und karminroth; in der Kattundruckerei empfohlen.

Das Silberoxyd verbindet sich auch mit Ammoniak zu einem grauschwarzen, geruch- und geschmacklosen Pulver, welches bei dem geringsten Druck, Stoß, Schlag, selbst durch Berührung und Erwärmung ungemein heftig explodirt und deßhalb und nach seinem Entdecker Berthollet'sches Knallsilber benannt worden ist; es bildet sich immer, wenn Silberoxyd mit Ammoniak in Berührung kommt.

Das Silber giebt mit dem Sauerstoff auch ein Oxydul (Ag_2O) und ein Superoxyd (AgO_2), welche beide leicht zersetzt werden.

Das Silber verbindet sich mit dem Chlor nur mittelbar, wenn nämlich ein in Wasser gelöstes Silberoxydsalz mit Salzsäure oder einem löslichen Chlormetall in Berührung kommt; es bildet sich dabei

Chlorsilber.

welches auf 108 Th. Silber 35,4.. Chlor enthält, also aus gleichen Mischungsgewichten Silber und Chlor besteht und durch AgCl bezeichnet wird.

Das Chlorsilber findet sich natürlich als Silberhornerz in glänzenden durchscheinenden Würfeln und Octaëdern oder in derben, perlgrauen Massen und bildet frisch gefällt weiße käsige Flocken, wird am Licht grauviolett und beim Schmelzen hornartig durchscheinend (daher der alte Name Hornsilber), ist in hoher Temperatur flüchtig und löst sich nicht in Wasser und verdünnter Salzsäure, etwas in concentrirter kochender Salzsäure, leicht in Ammoniak und in concentrirter Kochsalzlösung.

Das Chlorsilber wird zur Darstellung des reinen Silbers, zur kalten Versilberung und bei der Analyse des Roheisens benutzt.

Jodsilber (AgI)

bildet sich bei der Zersetzung von Silberoxydsalzen mit Jodwasserstoffsäure oder Jodmetallen, ist gelblich und in Wasser nicht, in Ammoniakwasser schwierig löslich; findet sich auch natürlich und ist für die Daguerrotypie wichtig.

Mit Schwefel verbindet sich das Silber beim Erhitzen unmittelbar und unter Feuererscheinung zu

Schwefelsilber,

welches auf 108 Th. Silber 16 Th. Schwefel enthält, also aus gleichen Mischungsgewichten beider besteht und durch AgS ausgedrückt wird. Es bildet sich auch bei der Fällung eines Silbersalzes mit Schwefelwasserstoff und macht den Ueberzug aus, mit dem sich silberne Gegenstände in solchen Räumen bedecken, worin sich Schwefelwasserstoff oder schwefelige Säure entwickeln.

Das Schwefelsilber findet sich natürlich als Silberglaserz in dunkelbläulichgrauen, geschmeidigen und schneidbaren Würfeln und Octaëdern krystallisirt;

der künstliche ist eine schwärzlich-bleigraue Masse oder ein braunschwarzes Pulver oder ein brauner Ueberzug. Das Schwefelsilber findet sich mit Schwefelarsen und Schwefelantimon im Rothgiltigerz, mit Schwefelantimon im Sprödglaserz, mit Schwefelkupfer im Silberkupfererz, mit Schwefelkupfer, Schwefelarsen und Schwefelantimon im Polybasit, mit Schwefelkupfer, Schwefeleisen, Schwefelzinn und Schwefelantimon im Weißgiltigerz u. s. w.

Es wird zur Verfertigung des Niello (durch Zusammenschmelzen von 2 Th. Silber, 1 Th. Kupfer $1/_2$ Th. Blei und Schwefel darzustellen) für die niellirten Arbeiten, d. h. für die Ausfüllung der Vertiefungen in gravirten oder gepreßten Silbergeräthen, wodurch schwarze Zeichnungen auf weißem Grund entstehen. — Der durch Schwefel entstandene Ueberzug auf silbernen Gegenständen läßt sich durch Scheuern mit Kreide und Branntwein, Ruß und Essig, oder mangansaurem Kali und Wasser entfernen.

Selensilber ($AgSe$)

findet sich mit etwa 6% Selenblei natürlich in stark glänzenden, eisenschwarzen, dünnen Platten von 8,0 specif. Gewichte und mit Selenkupfer verbunden ($AgSe, Cu_2Se$) im Eukaerit.

Das Silber kann mit Phosphor theils unmittelbar, theils durch Erhitzen des Silbers mit Phosphorsäure und Kohle oder des phosphorsauren Silberoxyds mit Kohle verbunden werden. Das auf die beiden ersten Arten erhaltene **Phosphorsilber** ist krystallinisch und schneidbar, zerspringt aber unter dem Hammer.

Arsensilber

läßt sich unmittelbar aus seinen Bestandtheilen durch Erhitzen zusammensetzen und ist stahlgrau, spröde und feinkörnig.

Antimonsilber

findet sich natürlich in zinnweißen, feinkörnigen, spröden, geraden rhombischen Säulen.

Von den Legirungen des Silbers mit den abgehandelten Metallen sind zu erwähnen die mit Gold, weil sie natürlich vorkommt und die weiße Karatirung der Goldgeräthe ausmacht, die mit Zinn, welche ungemein hart und spröde ist und deßhalb bei Bearbeitung des Silbers alles Zinn sorgfältig vermieden werden muß, und die mit Platin, welche härter, aber weniger leicht schmelzbar und streckbar als reines Silber ist und auch eine weniger angenehme Farbe hat.

---

6. Quecksilber.

Hydrargyrium. Hg oder Hy = 100,0 oder 1250,0.

Das Quecksilber findet sich nur an wenigen Orten, aber dann meist in größeren Massen theils gediegen, theils mit Schwefel oder, seltner, mit Chlor verbunden und wird durch Schlemmen oder Destillation, oder durch Erhitzen mit Kalk oder metallischem Eisen, oder durch Rösten gewonnen.[53])

Das reine Quecksilber ist tropfbarflüssig, zinnweiß, stark glänzend und von 13,5—13,6 specif. Gewichte, erstarrt bei — 40° zu dehnbaren und weichen Octaëdern, wird durch feine Zertheilung schwarzgrau und nicht glänzend, verdunstet schon bei gewöhnlicher Temperatur etwas, und siedet bei 360°, wobei es sich in farblose Dämpfe verwandelt.

Das Quecksilber wird vorzugsweise zum Amalgamationsproceß der Silbererze und Golderze, zur Bereitung von Amalgamen behufs der Spiegelbelegung, des Vergoldens und Versilberns, zum Füllen meteorologischer Instrumente und zur Darstellung von Zinnober, Knallquecksilber und anderen chemischen und pharmaceutischen Präparaten u. s. w., sonst aber auch noch zum Aufsammeln von Gasarten und zur Vertreibung von Ungeziefer am menschlichen und thierischen Körper benutzt. Die Arbeiter, welche sich mit Quecksilber beschäftigen, wie die Spiegelmacher, Vergolder, die Silber- und Goldscheider, werden leicht durch Speichelfluß, Losewerden der Zähne, beständiges Zittern und selbst durch partielle oder totale Lähmungen belästigt, wenn sie die Arbei-

ten in verschlossenen Räumen vornehmen und sich nicht gegen das Einathmen der Quecksilberdämpfe verwahren.

Das reine Quecksilber verändert sich nicht durch den Einfluß der atmosphärischen Luft bei gewöhnlicher oder wenig erhöhter Temperatur; wird es aber längere Zeit in der Luft bis auf 300° erhitzt, so verwandelt es sich nach und nach in

Quecksilberoxyd,

welches auf 100 Th. Quecksilber 8 Th. Sauerstoff enthält, also aus gleichen Mischungsgew. beider besteht und durch HgO (= 108,0) bezeichnet wird. Dieses bildet sich auch beim Erhitzen des Quecksilbers mit überschüssiger Salpetersäure oder Schwefelsäure und wird entweder durch Oxydation des Quecksilbers an der Luft oder durch Zersetzung des salpetersauren Quecksilberoxydes gewonnen.[54])

Das Quecksilberoxyd ist ein hellziegelrothes, krystallinisches oder ein scharlachrothes, krystallglänzendes, körniges Pulver, wird beim Erhitzen vorübergehend schwarz und in höherer Temperatur zersetzt, löst sich etwas in Wasser, färbt Veilchensaft grün, verpufft mit Schwefel oder Phosphor erhitzt und bildet mit Wasser ein gelbes Hydrat.

Die Quecksilberoxydsalze sind im neutralen Zustande meist farblos und in Wasser schwer löslich, röthen Lackmus, werden durch viel Wasser in saure lösliche und basische unlösliche Salze zersetzt, zerfallen beim starken Erhitzen und geben in den wäßrigen Lösungen mit wenig Schwefelwasserstoff einen weißen, mit mehr aber einen schwarzen, mit Ammoniak einen weißen, mit Kali einen gelben Niederschlag und mit den unedlen Metallen oder Zinnchlorür metallisches Quecksilber von pulveriger Beschaffenheit.

Salpetersaures Quecksilberoxyd,

nur im basischen Zustande krystallisirbar, ist in dem sogenannten Quickwasser für die Feuervergoldung enthalten und dient auch bei der Bereitung des Knallquecksilbers.

Schwefelsaures Quecksilberoxyd (HgO, SO_3)

ist eine krystallinische Salzmasse und dient zur Bereitung des Quecksilberchlo-

rides; wird es mit viel Wasser in Berührung gebracht, so scheidet sich ein citronengelbes Pulver (Mineralturpeth) ab, welches sich am Sonnenlichte schwärzt und deßhalb nicht als Farbe benutzt werden kann.

Chromsaures Quecksilberoxyd

ist dunkelviolett, pulverig-krystallinisch, etwas in Wasser und Säuren löslich und dient sowohl für sich als auch mit dem Oxydulsalz vermengt als Malerfarbe.

Das Quecksilber bildet auf mittelbare Weise noch eine niedrigere, basische Oxydationsstufe; wird nämlich Quecksilberchlorür durch Aetzkali zersetzt, so bildet sich

Quecksilberoxydul,

welches auf 100 Th. Quecksilber 4 Th. Sauerstoff enthält, also aus 2 Mischungsgewichten Quecksilber und 1 Mischungsgewicht Sauerstoff besteht und durch Hg_2O (= 208,0) ausgedrückt wird. Dieses bildet sich auch bei der Einwirkung von Salpetersäure auf überschüssiges Quecksilber bei gewöhnlicher Temperatur und wird aus der Lösung durch Aetzkali gefällt.

Das Quecksilberoxydul ist grauschwarz, pulverig und zerfällt am Tageslicht, wie beim Erhitzen auf 100°, in metallisches Quecksilber und Quecksilberoxyd. Die Quecksilberoxydulsalze sind meist farblos, röthen im gelösten Zustande Lackmus, geben mit Salzsäure einen weißen, mit Alkalien einen schwarzen Niederschlag, zerfallen durch Kochen mit Wasser in Metall und basische Oxydsalze und verhalten sich sonst wie die Quecksilberoxydsalze.[55])

Salpetersaures Quecksilberoxydul (Hg_2O, NO_5)

krystallisirt mit Wasser und dient zur Bereitung verschiedener Quecksilbersalze, als Beitze für die Haare bei der Hutfabrikation und als Reagens für Salzsäure und lösliche Chlormetalle.

Chromsaures Quecksilberoxydul

ist mehr oder weniger dunkelpomeranzengelb, nicht im Wasser, leicht in Salpetersäure löslich und dient theils entweder für sich oder mit dem Oxydsalz vermengt als Malerfarbe (Chromroth), theils zur Darstellung des Chromoxydes.

Stickstoffquecksilber (Hg_3N)
bildet sich bei der Einwirkung von Ammoniakgas auf erwärmtes Quecksilberoxyd und verpufft über 100° erhitzt heftig und mit rothblauer Lichtentwicklung.

Wird Quecksilber mit einer hinreichenden Menge Chlorgas erhitzt, so verbindet es sich damit unter Feuererscheinung zu

Quecksilberchlorid,

welches auf 100 Th. Quecksilber 35,4 Th. Chlor enthält, deßhalb aus gleichen Mischungsgewichten beider besteht und durch HgCl bezeichnet wird. Dieses bildet sich auch bei der Einwirkung von Chlormetallen auf Quecksilberoxyd und Oxydul und verschiedener Salze derselben und wird meist durch Sublimation eines Gemenges von schwefelsaurem Quecksilberoxyd und Kochsalz, aber auch nach anderen Vorschriften gewonnen.[56])

Das Quecksilberchlorid hat im sublimirten Zustande ein rechtwinkliges Octaeder, das auf nassem Wege krystallisirte eine vierseitige Säule als Grundform, ist weiß, durchscheinend, von 5,42 specif. Gewicht, beim Erhitzen schmelzbar und in höherer Temperatur vollständig flüchtig, hat keinen Geruch und einen sehr scharfen, metallischen Geschmack, wirkt ätzend und ist wie die arsenige Säure sehr giftig, löst sich wenig in kaltem, leicht in heißem Wasser, in Weingeist und Aether, und wird in diesen Lösungen durch die Einwirkung des Sonnenlichtes zum Theil zersetzt und durch Eiweiß vollständig aus denselben gefällt, weßhalb dieses auch das beste Gegengift ist. Das Quecksilberchlorid verbindet sich nicht allein mit mehreren Chloriden der elektropositiven Metalle, sondern auch mit Quecksilberoxyd.

Das Quecksilberchlorid wird zur Darstellung verschiedener pharmaceutischer und chemischer Präparate, zum Aetzen in Stahl, in der Kattundruckerei und sonst auch zur Scheidung des Goldes von Silber verwendet. Auch kann man es gegen Holzschwamm und trockne Fäule, sowie gegen lästige Insecten benutzen, muß aber dabei sehr vorsichtig verfahren. Auch ist es ein äußerst

wichtiges Heilmittel, doch kann es leicht zu Vergiftungen Veranlassung geben, deren Ermittlung Gegenstand der gerichtlichen Chemie ist.[57])

Wird das Quecksilberchlorid mit 3/4 seines Gewichtes metallischem Quecksilber zusammengerieben und das Gemenge der Sublimation unterworfen, so bildet sich

Quecksilberchlorür,

welches auf 200 Th. Quecksilber 35,4 Th. Chlor enthält, also aus 2 Mischungsgewichten Quecksilber und 1 Mischungsgewicht Chlor besteht und durch Hg_2Cl bezeichnet wird. Dieses findet sich natürlich als Quecksilberhornerz und bildet sich auch beim Erhitzen des Quecksilbers mit nicht hinreichendem Chlorgas und bei der Einwirkung von Salzsäure oder einem Chlormetall auf Quecksilberoxydul oder ein Salz desselben; es wird gewöhnlich durch Sublimation von Quecksilberchlorid mit Quecksilber dargestellt.[58])

Das natürliche Quecksilberchlorür findet sich in kleinen quadratischen Octaëdern, das künstliche stellt eine strahlig-krystallinische, durchscheinende, diamantglänzende, beim Stoßen im Dunkeln phosphorescirende, auf dem Striche schwefelgelbe Masse oder ein weißes Pulver dar, ist von 7,7 specif. Gewicht, geruch- und geschmacklos, und unlöslich in Wasser, wird am Licht grau und ist mit theilweiser Zersetzung sublimirbar. In Berührung mit Chloralkalimetallen giebt es metallisches Quecksilber und Quecksilberchlorid-Chloralkalimetalle.

Findet nur als Arzneimittel Anwendung, ist aber als solches von großer Wichtigkeit.

Das Quecksilber verbindet sich unmittelbar mit Brom und bildet damit, je nach den Gewichtsverhältnissen beider, entweder Quecksilberbromid ($HgBr$) oder Quecksilberbromür (Hg_2Br), welche beide sublimirbar sind und sich gegen die Lösungsmittel wie die entsprechenden Chlorverbindungen verhalten. Beide werden nur, und zwar selten, als Heilmittel benutzt.

Wird Quecksilber mit der hinreichenden Menge Jod und etwas Wasser längere Zeit zusammengerieben, so bildet sich

Quecksilberiodid,

welches auf 100 Th. Quecksilber 126,8 Th. Jod enthält, also aus gleichen Mischungsgewichten beider besteht und durch HgI bezeichnet wird. Dieses findet sich selten natürlich und bildet sich auch bei der Zersetzung des Quecksilberchlorides mit Jodkalium, auf welche Weise es gewöhnlich dargestellt wird.[69])

Das gefällte Quecksilberiodid ist ein scharlachrothes Pulver, schmelzbar, und in gelben Blättchen sublimirbar, die beim Reiben mit einem harten Körper schnell scharlachroth werden. Es ist kaum in Wasser, aber in Weingeist und in den Lösungen von Jodmetallen und Quecksilbersalzen löslich.

Das Quecksilberiodid wird als Malerfarbe statt des Zinnobers benutzt, kann aber diesen nur in der Wassermalerei, nicht in der Oelmalerei ersetzen; auch wird es in der Kattundruckerei und als Heilmittel benutzt.

Das Quecksilber bildet auch mit dem Jod eine dem Quecksilberchlorür entsprechende Verbindung, das Quecksilberiodür (Hg_2I), welches entweder durch Zersetzung eines Quecksilberoxydulsalzes mit einem Jodmetalle oder durch Zusammenreiben von 8 Th. Quecksilber mit 5 Th. Jod dargestellt wird; es ist ein grünlich-gelbes, beim Erwärmen roth werdendes Pulver und bei schneller Erhitzung unzersetzt flüchtig, bei langsamer Erhitzung zerfällt es aber in Quecksilberiodid und Metall. Wird nur als Arzneimittel benutzt.

Das Quecksilber verbindet sich bei der Erhitzung und Sublimation mit Schwefel zu rothem

Quecksilbersulphid,

welches auf 100 Th. Quecksilber 16 Th. Schwefel enthält, also aus gleichen Mischungsgewichten beider besteht und durch HgS bezeichnet wird. Dieses findet sich natürlich als Zinnober; es bildet sich auch bei der Zersetzung der Quecksilberoxydsalze mit Schwefelwasserstoff oder beim langandauernden Reiben des Quecksilbers mit Schwefel als ein sammtschwarzes Pulver, welches

durch Sublimation oder Behandlung mit Schwefelalkalimetallen in die rothe Modification übergeht. Es wird so wohl auf trocknem als auf nassem Wege bereitet, aber auch aus dem natürlichen Zinnober gewonnen.[60])

Der Zinnober findet sich in zum Theil durchscheinenden, cochenillrothen rhomboedrischen Krystallen, welche beim Zerreiben ein lebhaft scharlachrothes Pulver geben; der künstliche (sublimirte) stellt eine dunkel cochenillrothe oder hellbraunrothe, strahlig-krystallinische, beim Zerreiben ein scharlachrothes Pulver gebende Masse und der auf nassem Wege bereitete ein feuriges und tiefrothes Pulver dar. Das Quecksilbersulphid ist unverändert sublimirbar, von 8,124 specif. Gewicht, geruch- und geschmacklos, wirkt nicht giftig, ist in Wasser, Weingeist, wäßrigen Säuren und Alkalien unlöslich und wird nur durch Königswasser oder rauchende Salpetersäure oxydirt.

Der Zinnober dient vorzüglich als eine sehr geschätzte Malerfarbe und als tingirendes Mittel für Siegellack, rothe Druckerfarbe u. s. w., der natürliche unreinere auch zur Gewinnung des Quecksilbers; in der Medicin wird er nur selten noch, häufiger die schwarze, durch Zusammenreiben von Quecksilber und Schwefel erhaltene Modification benutzt.

Eine dem Oxydul entsprechende Verbindung des Quecksilbers mit Schwefel wird durch Einwirkung von Schwefelwasserstoff auf ein Quecksilberoxydulsalz als ein schwarzes, geruch- und geschmackloses, in Wasser unlösliches Pulver erhalten; dieses Quecksilbersulphür (Hg_2S) zerfällt beim Erhitzen in metallisches Quecksilber und in Sulphid.

Selenquecksilber findet sich natürlich mit Schwefelquecksilber und Selenblei und Selenzink vor.

Die übrigen nicht metallischen Stoffe verbinden sich entweder nicht mit dem Quecksilber, wie der Kohlenstoff, Kiesel und der Bor, oder ihre Verbindungen (Fluor-, Phosphor-, Arsen-, Antimon- und Tellurquecksilber) sind ohne allgemeineres Interesse.

Die Legirungen des Quecksilbers mit den Metallen heißen Amalgame, von denen mehrere der früher abgehandelten Metalle nicht unwichtig sind. Silberamalgam bildet sich bei der Berührung beider Metalle insbesonders schnell, wenn sie im erhitzten Zustande sind, aber auch in ausgezeichneten Krystallen bei der Berührung des Quecksilbers mit einer Auflösung von salpetersaurem Silberoxyd; es findet sich auch natürlich als Arquerit ($HgAg_6$) und Amalgam (Hg_2Ag und Hg_3Ag). Auf der Bildung des Silberamalgams beruht ein großer Theil der Silbergewinnung. Platinamalgam dient zum Ueberziehen des Kupfers, Silbers und Goldes mit Platin und ist auch früher zur Verarbeitung für Platingefäße benutzt worden, indem es beim Erhitzen mit gleichzeitigem Druck das Platin cohärent hinterläßt. Goldamalgam ist krystallisirbar oder bildet dentritische Formen und dient zur Feuervergoldung; seine Bildung wird in einer Goldscheidungsmethode veranlaßt. Zinnamalgam bildet sich leicht bei der Berührung beider Metalle, ist zum Theil krystallisirbar und dient als Spiegelbelegung, in Verbindung mit Zinkamalgam als Kienmayer'sches Amalgam für die Reibzeuge der Elektrisirmaschinen, in Verbindung mit Wismuthamalgam als sogenanntes Musivsilber zum Malen, Bedrucken und zur falschen Versilberung und in Verbindung mit Wismuth- und Bleiamalgam zum Ausspritzen anatomischer Präparate.

---

7. Wismuth.

Bismuthum. Bi = 104,0 oder 1300,0.

Das Wismuth, auch Aschblei benannt, kommt nicht sehr häufig in der Natur vor und findet sich theils oxydirt, theils geschwefelt für sich oder mit anderen Schwefelmetallen verbunden. Es wird im Großen durch Aussaigern, rein aber nur durch Reduction des basisch-salpetersauren Wismuthoxydes mit Kohle gewonnen. [61])

Das Wismuth ist röthlichweiß, stark glänzend, krystallinisch-blättrig, auch in regelmäßigen Octaëdern und Würfeln krystallisirbar, sehr spröde und leicht pulverisirbar, von 9,799 specif. Gew., schmilzt bei 246°, verflüchtigt sich in der Weißglühhitze und dehnt sich beim Erstarren bedeutend aus.

Das Wismuth wird zur Darstellung leicht schmelzbarer Legirungen, weißer Farben und Schminken benutzt.

Das Wismuth verändert sich bei gewöhnlicher Temperatur nicht an der Luft (ein etwa entstehendes graues Häutchen ist durch die Bildung von Schwefelwismuth bedingt); wird es aber längere Zeit bis zum Schmelzen erhitzt, so verwandelt es sich in Wismuthsuboxyd (Bi_2O), welches schwarz, pulverig und leicht entzündlich ist. Erhitzt man das Wismuth an der Luft bis zum Kochen, so verbrennt es mit bläulichweißem Lichte zu

Wismuthoxyd,

wobei 208 Th. Wismuth 24 Th. Sauerstoff aufnehmen und das gebildete Oxyd also aus 2 Mischungsgewichten Metall und 3 Mischungsgewichten Sauerstoff besteht; es wird durch Bi_2O_3 (= 232,0) bezeichnet und durch Glühen des basisch-salpetersauren Wismuthoxydes rein erhalten, findet sich auch natürlich als Wismuthocker.

Das Wismuthoxyd ist gelb, in der Hitze pomeranzengelb, pulverig und zu einer pomeranzengelben Masse schmelzbar, nach dem Erkalten gelb und glasartig, in starker Weißglühhitze flüchtig, geschmacklos und nicht in Wasser und Alkalien löslich; es bildet mit Wasser ein weißes Hydrat (Bi_2O_3, HO), welches in der Siedhitze das chemisch gebundene Wasser entläßt.

Die Wismuthoxydsalze sind farblos, zum Theil krystallisirbar und theils in Wasser unlöslich, theils löslich; letztere zerfallen aber durch viel Wasser in saure lösliche und basische unlösliche Salze. Die Lösungen werden durch Schwefelwasserstoff schwarz gefällt, geben mit den feuerbeständigen reinen und kohlensauren Alkalien weiße permanente, mit Ammoniak im Ueberschuß lösliche Niederschläge und in Berührung mit Kupfer oder Zink reguliniſches Wismuth. In der Hitze werden alle Wismuthoxydsalze zersetzt und mit Soda auf der Kohle vor dem Löthrohre erhitzt geben sie ein sprödes Metallkorn und einen gelben Beschlag. [62])

Salpetersaures Wismuthoxyd (Bi_2O_3, $3NO_5$) krystallisirt in vierseitigen Prismen mit 9 Mischungsgewichten Wasser und dient

in der Auflösung als sogenannte Wismuthbeitze mit Zinnsalz und Weinsteinsäure in der Färberei, so wie auch für sich als Reagens auf Schwefelwasserstoff und lösliche Schwefelmetalle und zur Darstellung von

basisch-salpetersaurem Wismuthoxyd ($Bi_2O_3, 3\,NO_5 + Bi_2O_3, 6\,HO$),

welches ein schnee-weißes, schuppig-krystallinisches Pulver ist, am Lichte grau wird und sich nur wenig in Wasser, leicht in Salpetersäure löst. Es dient als Flußmittel und als innerliches Heilmittel, wurde auch früher als Schminke benutzt, wozu es sich aber wegen der schädlichen Einwirkung auf die Haut und durch die bei Einwirkung schwefelwasserstoffhaltiger Luft entstehende Bräunung nicht eignet.

Kiesel-phosphorsaures Wismuthoxyd ($15\,[Bi_2O_3, 2\,SiO_3] + 4\,Bi_2O_3 + 3\,PO_5$)

findet sich in der Natur als Kieselwismuth.

Das Wismuth kann sich ferner noch in zwei anderen Verhältnissen mit dem Sauerstoff verbinden, nämlich das Wismuthsuperoxyd (BiO_2) und die Wismuthsäure (Bi_2O_5) darstellen; ersterer bildet sich bei der Einwirkung von Chlor auf frisch niedergeschlagenes in mäßig verdünnter Kalilauge aufgerührtes Wismuthoxyd und ist schwarzbraun; letztere entsteht nach der Aufschlemmung des Wismuthoxydhydrates in starker Kalilauge beim Einleiten von Chlorgas und ist hellroth. Keine dieser Verbindungen ist von technischem Interesse.

Das Wismuth verbindet sich nicht mit Stickstoff, Kohlenstoff, Bor und Kiesel, wohl aber mit den übrigen nicht metallischen Stoffen. Von diesen Verbindungen sind nur zu erwähnen:

Wismuthchlorid (Bi_2Cl_3)

welches sich bei der Berührung des Wismuthes mit Chlorgas oder beim Erhitzen des ersteren mit Quecksilberchlorid, in wasserhaltigem Zustande auch bei der Lösung des Wismuthes in Salzsäure bildet, im wasserfreien Zustande grauweiß, nicht krystallinisch, schmelzbar und flüchtig ist, aus der salzsauren Auflösung in wasserhaltigen, farblosen Säulen krystallisirt und bei der Behandlung mit viel Wasser in salzsaures Chlorwismuth und Wismuthoxy-

chlorür ($Bi_2Cl_3 + 2Bi_2O_3 + 3HO$) zerfällt, welches dem basischen salpetersauren Salz sehr ähnlich ist und früher auch als Schminke benutzt wurde.

Wismuthsulphid (Bi_2S_3)

findet sich natürlich als Wismuthglanz in geraden, rhombischen, bleigrauen, metallglänzenden Säulen und bildet künstlich dargestellt eine metallglänzende, hellbleigraue, schwierig schmelzbare und beim Erstarren um $^1/_4$ sich ausdehnende Masse. In Verbindung mit Schwefelkupfer und Schwefelblei findet es sich als Nadelerz ($Bi_2S_3, 3CuS + 2Bi_2S_3, 3PbS$).

Mehrere Legirungen des Wismuths sind von besonderem Interesse. Mit Zinn giebt es Legirungen, welche spröder und härter als reines Zinn sind, weßhalb auch Zinngießer mitunter dem Zinn Wismuth zusetzen; Wismuthzinn ist auch ein Bestandtheil der leichtflüssigen Metalle, worüber ein Weiteres unter Blei nachzusehen ist. Gold wird durch Wismuth spröde und bei $^1/_{12}$ Wismuth grünlichgelb. Platin giebt mit der doppelten Menge Wismuth eine spröde, leicht schmelzbare Legirung. Silber mit seiner gleichen Menge Wismuth verschmolzen giebt eine spröde, blättrige, in Farbe dem Wismuth ähnliche Legirung. Wismuthamalgam bildet sich schon bei gewöhnlicher Temperatur und wird bei $^2/_3$ Quecksilber nach und nach körnig krystallinisch.

---

8. Blei.

Plumbum. Pb = 103,571 oder 1294,645.

Das Blei findet sich nur selten gediegen, häufig oxydirt und mit Säuren, wie mit Kohlensäure, Schwefelsäure, Phosphorsäure, Arsensäure, Chromsäure, Molybdänsäure u. s. w. verbunden, mitunter auch als indifferentes Oxyd (Mennige) oder mit Chlor, selten mit Selen, am häufigsten mit Schwefel (und anderen Schwefelmetallen) verbunden und wird gewöhnlich aus dem Schwefelblei durch Rösten und Ausschmelzen mit Kohle, mitunter auch durch Erhitzen mit Eisen, aus dem künstlichen Bleioxyd oder natürlichem

kohlensaurem Bleioxyd durch Reduction mit Kohle, rein aber nur durch Erhitzen des schwefelsauren Bleioxydes mit Kohle und kohlensaurem Kali gewonnen.[63])

Das Blei ist bläulichgrau, stark metallglänzend, in Octaëdern krystallisirbar, von 11,445 specif. Gewicht, sehr weich und leicht walzbar, läßt sich aber nur schwierig zu Draht ausziehen, färbt etwas ab, klingt nicht, knirscht nicht beim Biegen, schmilzt bei + 325° und ist in der Weißglühhitze flüchtig.

Man benutzt das Blei im gewalzten Zustande zur Verfertigung von Siedepfannen für Alaun, Vitriol und Schwefelsäure, zum Einpacken (Tabacksblei), zum Verband kleiner Glasscheiben und zum Dachdecken, ferner zur Anfertigung von Destillirgeräthschaften (nur für manche Zwecke), zu Cisternen und Wasserröhren (aber hierzu, so wie zu Siedepfannen für Kochsalz sehr unpassend, da es durch luft- und kohlensäurehaltiges Wasser oxydirt und durch Kochsalz oberflächlich in Chlorblei verwandelt wird, wodurch die in bleiernen Gefäßen aufbewahrten, durchgeleiteten oder erhitzten Flüssigkeiten für die Gesundheit nachtheilig werden). Ferner dient das Blei zur Fabrikation des Schrotes, zum Kugelgießen, zum Vergießen von Klammern und Haken in Stein, zur Darstellung der verschiedenen Bleipräparate, zum Abscheiden des Silbers vom Kupfer durch das Saigern, zum Raffiniren des Silbers, zum Abtreiben und Cupelliren und zur Bereitung verschiedener nützlicher Legirungen.

Das Blei bedeckt sich schon bei gewöhnlicher Temperatur, noch rascher aber beim Erhitzen, mit einem grauen Ueberzug von Bleisuboxyd (Pb_2O), welches am reinsten durch Erhitzung des oxalsauren Bleioxyds bis auf 300° als ein sammtschwarzes Pulver erhalten wird. Beim anhaltenden Erhitzen des Bleies oder des Suboxydes, der sogenannten Bleiasche, an der Luft entsteht

Bleioxyd,

welches auf 103,5 Th. Blei 8 Th. Sauerstoff enthält, daher aus gleichen Mischungsgew. beider Stoffe besteht und durch PbO (= 111,57) ausgedrückt wird. Man gewinnt dieses entweder durch Calcination des Bleis, rein durch

Erhitzung des salpetersauren Bleioxyds, oder als Nebenproduct bei der Saigerung und Raffination des Silbers.[64])

Das Bleioxyd bildet ein gelbes Pulver oder gelbe metallglänzende Schuppen, hat gewöhnlich einen Stich ins Röthliche, schmilzt leicht zu einer grünen, glasartigen Masse (Bleiglas) oder zu einer röthlichen, undurchsichtigen, polyëdrischen Masse (Bleiglätte), verflüchtigt sich und unter theilweiser Zersetzung bei sehr hoher Temperatur, ist in regelmäßigen Dodecaëdern oder rhombischen Octaëdern krystallisirbar, bräunt feuchtes Curcumäpapier, löst sich etwas in reinem, nicht in salzhaltigem Wasser, und verbindet sich mit den fixen ätzenden Alkalien auf nassem und trocknem Wege. Es bildet mit Wasser zwei Hydrate, nämlich $3PbO + HO$, welches sich aus einer mit Ammoniak versetzten Lösung des essigsauren Bleies unter gewissen Umständen in farblosen Octaëdern absetzt, und $2PbO + HO$, welches durch Fällung eines Bleioxydsalzes durch Kalilauge abgeschieden wird. Im Handel unterscheidet man Silberglätte, welche blaßgelbliche Stücke bildet, und Goldglätte, die aus losen röthlichen Schuppen besteht.

Die Bleiglätte wird zur Glasur des Töpferzeuges und zur Bereitung mancher Glassorten, des Firnisses, Kittes, der Mennige und mehrerer Bleipräparate, wie des Bleizuckers, der Bleipflaster u. s. w. benutzt; früher bediente man sich auch der goldgelben Varietät als Malerfarbe zum Lackiren, sie ist aber hierin durch das Chromgelb verdrängt worden. Die Lösung des Bleioxydes in Kalkwasser dient zum Schwärzen der Haare und zum Beizen des Horns, um dieses dem Schildplatt ähnlich zu machen.

Die Bleioxydsalze sind theils farblos, theils gefärbt, theils in Wasser löslich, theils unlöslich. Die löslichen Salze schmecken süß und schrumpfend, wirken giftig, röthen Lackmus und zersetzen sich allmälig in kohlensäurehaltiger Luft. Die Lösungen geben mit Schwefelwasserstoff einen schwarzen, mit reinem Ammoniak und kohlensaurem Alkali einen weißen permanenten, mit reinem feuerbeständigen Alkali einen weißen, im Ueberschuß löslichen, mit Salzsäure oder Chlormetallen einen krystallinischen, in vielem Wasser löslichen, mit Schwefelsäure einen weißen, nur in kochender Salpetersäure löslichen Niederschlag und geben mit Zinn, Zink oder Cadmium metallisches Blei in schwarzgrauen, glänzenden Blättchen. Auf trocknem Wege, vor

dem Löthrohr mit Soda auf Kohle erhitzt, werden sie durch das sich bildende weiche Bleikorn und den gelben Beschlag erkannt.[65])

Salpetersaures Bleioxyd (PbO, NO_5)

krystallisirt in wasserfreien Octaëdern und Tetraëdern und ist ziemlich in Wasser löslich; es wird in der Kattundruckerei zur Erzeugung gelber und oranger Farbentöne durch chromsaures Kali und zur Bereitung des Chromgelbes und Chromoranges benutzt.

Kohlensaures Bleioxyd (PbO, CO_2)

findet sich natürlich als Weißbleierz oder Bleispath, mit kohlensaurem Kalk als Plumbocalcit ($PbO, CO_2 + CaO, CO_2$) und mit kohlensaurem Zinkoxyd im Zinkbleispath ($ZnO, CO_2 + 6PbO, CO_2$). Basische Verbindungen zwischen Kohlensäure und Bleioxyd sind das Bleiweiß ($3PbO, CO_2 + PbO, HO$ und $2PbO, CO_2 + PbO, HO$), welches wie die künstlich erzeugte neutrale Verbindung blendend weiß, pulverig und unlöslich in reinem, aber etwas auflöslich in kohlensaurem Wasser und Alkalilaugen ist und hauptsächlich als Malerfarbe zum weißen Oelfirniß, zur Glasur von englischem Steingut, zur Bereitung von Kitt, Pflastern und einigen Bleipräparaten, auch als äußerliches Heilmittel benutzt wird.

Schwefelsaures Bleioxyd (PbO, SO_3)

findet sich natürlich als Vitriolbleierz in farblosen, stark glänzenden Octaëdern und ist künstlich erzeugt ein weißes, körniges, schweres Pulver, welches man, da es häufig als Nebenproduct in großen Massen gewonnen wird, gewöhnlich auf Blei verarbeitet, aber auch als Anstrichfarbe und zur Darstellung von Chromgelb benutzt; auch ist es zur Erzeugung von Krystallglas vorgeschlagen worden, indem es in der Hitze durch die Kieselsäure zersetzt wird. Das schwefelsaure Bleioxyd findet sich auch natürlich mit kohlensaurem Bleioxyd verbunden, wie als $PbO, SO_3 + PbO, CO_2$ im Lanarkit und als $PbO, SO_3 + 3PbO, CO_2$ im Leadhillit.

Borsaures Bleioxyd ($PbO, 2BO_3$)

ist ein weißes, in Wasser unlösliches Pulver, welches zu einem farblosen, durchsichtigen Glase schmelzbar ist und statt des kieselsauren Bleioxydes zur Darstellung von Flintglas für optische Zwecke, so wie auch als Flußmittel beim Einbrennen von Farben auf Glas benutzt wird.

Kieselsaures Bleioxyd

bildet sich sehr leicht und in den mannichfaltigsten Verhältnissen beim Erhitzen des Bleioxydes mit Kieselsäure oder kieselsäurehaltigen Substanzen, weßhalb die gewöhnlichen Schmelztiegel so leicht von erhitztem Bleioxyd angegriffen und durchfressen werden. Es macht den Hauptbestandtheil der gewöhnlichen Bleiglasur der Töpferwaaren aus und findet sich in der Glasur des Fayence, des Steingutes, in verschiedenen Glassorten (Flintglas und Krystallglas), mit etwas Alaunerde in den sogenannten Reissteinen der Chinesen und mit kieselsaurem Zinnoxyd, zinnsaurem Bleioxyd und Alkali in dem sogenannten Email oder Schmelz, mit welchem Kupfer ausgelegt und die Uhrzifferblätter überzogen werden.

Phosphorsaures Bleioxyd,

ein weißes, in Wasser unlösliches Pulver, wird durch Glühen mit Kohle auf Phosphor benutzt. Das basische Salz (PbO_5, 3PbO) findet sich mit Chlorblei und arsensaurem Bleioxyd im Grünbleierz, mit Chlorblei, Fluorcalcium und phosphorsaurem Kalk im Braunbleierz, mit Chlorblei und arsensaurem Kalk im Hedyphan und mit Chlorblei, phosphorsaurem und arsensaurem Kalk und Eisenoxydul im Nussierit.

Arsensaures Bleioxyd

findet sich als basisches Salz und mit Chlorblei verbunden (PbCl + $3AsO_5$, 3PbO) als Mineral in zarten, nadelförmigen Krystallen vor.

Antimonsaures Bleioxyd

macht mit Antimonoxyd den Hauptbestandtheil des Neapelgelbes aus.

Chromsaures Bleioxyd (PbO, CrO_3)

findet sich als rother Bleispath in schiefen rhombischen Säulen von hyacinthrother bis morgenrother, seltener pomeranzengelber Farbe und ist künstlich erzeugt ein citronengelbes Pulver, welches als Chromgelb bekannt ist. Basisches chromsaures Bleioxyd (CrO_3, 2PbO) ist von schön rother Farbe und kommt als Chromroth in den Handel. Beide Verbindungen sind geruch- und geschmacklos, nicht im Wasser löslich und unveränderlich am Licht und an der Luft und werden entweder für sich oder in den verschiedenartigsten Verhältnissen mit einander vermischt, so daß alle möglichen Farbentöne zwischen dem

Citronengelben und Zinnoberrothen erzielt werden, in der Oelmalerei, Lackirkunst, Baumwollen- und Leinenfärberei und Kattundruckerei benutzt.

Zinnsaures Bleioxyd

macht einen Bestandtheil des Zifferblätteremails aus.

Die Bleisalze können oft zu unabsichtlichen Vergiftungen Veranlassung geben und selbst die unlöslichen wirken innerlich auf den thierischen Organismus nachtheilig und verursachen die sogenannte Bleikolik, eine Krankheit, welcher auch die Arbeiter in den Bleihütten ausgesetzt sind und deren üble Folgen durch den öfteren Genuß abführender Mittel, namentlich des Glaubersalzes, beseitigt werden können.

Wird das Bleioxyd so weit in einem Raum von Sauerstoffgas oder atmosphärischer Luft erhitzt, daß es nicht zum Schmelzen kommt, so nimmt es noch $^1/_3$ Sauerstoff auf und verwandelt sich in

Rothes Bleioxyd,

welches unter dem Namen Mennige ($= Pb_3O_4$) bekannt ist, auch an einigen Orten sich natürlich findet und im Großen auf den sogenannten Mennigbrennereien dargestellt wird.[66])

Die Mennige ist hellroth, von verschiedenen Farbentönen bis schön oraniengelb (Pariserroth), pulverig, geruch- und geschmacklos und in Wasser unlöslich und verliert in der Hitze so viel Sauerstoff, daß Bleioxyd gebildet wird.

Die Mennige wird als Malerfarbe, zum Färben von Papier, zur Darstellung von Flint- und Krystallglas und zur Glasur von englischem Steingut und feinen irdenen Waaren benutzt.

Wird die Mennige mit Salpetersäure oder einer andern, mit Bleioxyd ein lösliches Salz bildenden Säure übergossen, so findet eine Zersetzung statt, wobei sich ein Theil derselben als Bleioxyd in der Säure löst, ein anderer Theil aber als

Bleisuperoxyd

ungelöst bleibt. Dieses enthält auf 103,5 Th. Blei 16 Th. Sauerstoff, besteht demnach aus 1 Mischungsgewicht Blei und 2 Mischungsgewichten Sauerstoff und wird durch PbO_2 bezeichnet. Dieses wird auch beim Schmelzen der Mennige mit Aetzkali in dunkelbraunen, sechsseitigen Tafeln erhalten und findet sich natürlich als Schwarzbleierz. Es verbindet sich mit den Alkalien und auch die Mennige (Pb_3O_4) kann als eine Verbindung von Bleisuperoxyd mit Bleioxyd (PbO_2, 2PbO) betrachtet werden.

Das Bleisuperoxyd wird nur bei analitischen Arbeiten zur Absorption der schwefeligen Säure (welche damit schwefelsaures Bleioxyd bildet) von andern Gasarten bei manchen Zersetzungen organischer Körper benutzt.

Wird metallisches Blei mit Chlorgas in Berührung gesetzt, so absorbirt es dasselbe langsam und verwandelt sich in

Bleichlorid,

welches auf 103,5 Th. Blei 35,4 Th. Chlor enthält, demnach aus gleichen Mischungsgewichten beider besteht und durch PbCl bezeichnet wird. Dieses bildet sich auch beim Kochen des Bleis mit Salzsäure unter Wasserstoffgasentwicklung, bei der Einwirkung der Salzsäure auf Bleioxyd und bei der Vermischung derselben oder eines löslichen Chlormetalls mit einer Bleioxydlösung und findet sich natürlich als Cotumnit, mit Bleioxyd als Mendifit (PCl, PbO) und mit kohlensaurem Bleioxyd (PbCl + PbO, CO_2) als Hornbleierz.

Das Bleichlorid ist pulverig-krystallinisch oder in weißen, seidenglänzenden, sechsseitigen Nadeln und Blättchen krystallisirt, schmilzt vor dem Glühen und erstarrt beim Erkalten zu einer durchscheinenden, hornähnlichen Masse (weßhalb es auch Hornblei genannt wird), verdampft an der Luft mit Hinterlassung von Bleioxychlorid und löst sich wenig in kaltem, mehr in heißem Wasser, nicht in Weingeist, leicht in verdünnter Salzsäure, Salpetersäure und Essigsäure. Es verbindet sich in mehreren Verhältnissen mit Bleioxyd.

Das Bleichlorid wurde früher als Schminke und auch als Medicament

benutzt; jetzt dient es nur zur Darstellung mehrerer bleioxydhaltigen Farben, wie des Kasseler Gelbs (PbCl, 7PbO), welches durch Glühen der Mennige mit $^1/_{11}$ Salmiak erhalten wird, und des Turner's Patentgelb, welches man durch Digestion der Bleiglätte mit Kochsalz, Auswaschen und Glühen des Rückstandes darstellt.

Bleibromid (PbBr)

wird durch Fällung eines Bleioxydsalzes mit einem Brom-Alkalimetall als ein weißes krystallinisches Pulver erhalten, schmilzt beim Erhitzen zu einer rothen Flüssigkeit, erstarrt zu einer citronengelben Masse und bildet mit Bleioxyd Bleioxybromid.

Bleiiodid (PbI)

auf gleiche Weise wie das Bromid zu erhalten, ist schön citronengelb und pulverig und krystallisirt aus heißem Wasser, besonders wenn dieses etwas Essigsäure enthält, in schönen goldglänzenden Schuppen; wird als Malerfarbe und auch in der Pharmacie benutzt.

Wird Blei mit Schwefel erhitzt, so bildet sich unter Erglühen der Masse

Bleisulphid,

welches auf 103,5 Th. Blei 16 Th. Schwefel enthält, demnach aus gleichen Mischungsgewichten beider besteht und durch PbS bezeichnet wird. Dieses bildet sich auch bei der Einwirkung von Schwefelwasserstoff auf die löslichen und mehrere unlösliche Bleioxydsalze und beim Erhitzen des Bleioxydes mit überschüssigem Schwefel und findet sich natürlich als Bleiglanz und gewöhnlich mit andern Schwefelmetallen und fast immer mit mehr oder weniger Schwefelsilber verbunden.

Der Bleiglanz findet sich in schwarzgrauen metallglänzenden Würfeln und Octaëdern von 7,58 specif. Gewicht; das künstliche Bleisulphid ist eine spröde graue Masse oder ein braunes, in Masse schwarzes Pulver. Es löst sich in concentrirter Salzsäure unter Entwicklung von Schwefelwasserstoffgas, giebt beim gelinden Rösten an der Luft unter Bildung von schwefeliger Säure metallisches Blei, während ein anderer Theil unzersetzt bleibt, und wird durch Salpetersäure in schwefelsaures Bleioxyd verwandelt.

Man benutzt den Bleiglanz theils zur Ausbringung des Bleis, theils auch als sogenanntes Glasurerz aufbereitet zur Darstellung der Bleiglasur für Töpfer.

Selenblei

kommt theils für sich in bleigrauen, krystallinischen, weichen und abfärbenden Massen, theils mit Selenkobalt als Selenkobaltbleierz ($6PbSe, CoSe_2$), theils mit Selenkobalt, Selenkupfer und Selenquecksilber vor und wird zur Gewinnung des Selens benutzt.

Tellurblei

findet sich natürlich mit Tellurgold und Schwefelblei vermengt als Blättererz in bleigrauen Nadeln, Blättchen und Massen.

Das Blei verbindet sich auch mit den übrigen nicht metallischen Stoffen, den Stickstoff, Kiesel und das Bor ausgenommen. Von diesen Verbindungen sind zu erwähnen:

Kohlenstoffblei, durch Glühen von Cyanblei oder eines pflanzensauren Bleisalzes in verschlossenen Gefäßen erhalten, ist unter manchen Umständen pyrophorisch, d. h. es hat die Eigenschaft, beim Zutritt der Luft zu erglimmen.

Phosphorblei, durch Zusammenschmelzen von Blei mit Phosphor in verschlossenen Gefäßen erhalten, ist bläulichweiß und metallglänzend.

Arsenblei entsteht sehr leicht beim Erhitzen beider Stoffe und ist blättrig und spröde. Blei mit 2 % Arsen dient zur Schrotfabrikation.

Antimonblei ist hart; mit der Hälfte Antimon bildet das Blei eine dichte, streckbare Masse, aus welcher in England Flötenklappen verfertigt werden. Die Verbindung von Blei mit $^1/_4$ bis $^1/_{16}$ Antimon, auch mit etwas Kupfer, für manche Fälle auch mit Wismuth, dient zur Darstellung der Buchdruckerlettern und mit etwas Zinn zur Verfertigung der Stereotypenplatten.

Von den Legirungen des Bleis haben mehrere ein allgemeineres Interesse. Bleizinn bildet sich in jedem beliebigen Verhältniß; 2 Th. Blei mit 1 Th. Zinn stellt das Schnellloth der Klempner dar; 126 Th. Blei mit $17^1/_2$ Th.

Zinn, $1\frac{1}{4}$ Th. Kupfer und etwas Zink giebt das Calain, d. h. diejenige Legirung, aus welcher die Chinesen Metallfolien zur Ausfütterung der Theebüchsen verfertigen; Zinn mit wenig Blei dient zur Verfertigung der Orgelpfeifen, 29 Th. Zinn mit 19 Th. Blei zur Verfertigung der sogenannten fahluner Diamanten, d. h. zu Abgüssen in Formen, welche jene Diamanten im Schnitt nachahmen. Zinn mit $\frac{1}{4}$—$\frac{1}{2}$ Blei dient häufig zur Verfertigung zinnener Geräthschaften. Bleigold ist sehr spröde und $\frac{1}{12}$ Blei ist schon hinreichend, das Gold spröde wie Glas zu machen und $\frac{1}{1920}$ nimmt ihm noch alle Dehnbarkeit, weßhalb die Goldarbeiter das Blei in Geräthschaften und Gefäßen, mit und in denen Gold bearbeitet wird, vermeiden müssen. Bleiplatin bildet sich sehr leicht, selbst wenn Bleioxyd oder Bleisalze mit Platin erhitzt werden, weßhalb man bleihaltige Körper nie in Platingefäßen glühen darf. Bleisilber bildet sich sehr leicht und schmilzt leichter als Silber; beim Schmelzen an der Luft oxydirt sich das Blei und das gebildete Bleioxyd nimmt dabei noch fremde Oxyde in sich auf und hinterläßt reines Silber, worauf eine Methode der Silbergewinnung und Reinigung beruht. Bleiamalgam bildet sich sehr leicht, besonders wenn das Blei im schmelzenden Zustande ist und ist bei gleichen Theilen krystallisirbar. Bleiwismuth ist zäher als Blei und bei nicht vorherrschendem Wismuth streckbar. Verbindungen zwischen Bleiwismuth und Bleizinn zeichnen sich durch ihre Leichtflüssigkeit aus und dienen zu verschiedenen Zwecken; 5 Th. Blei, 8 Th. Wismuth und 3 Th. Zinn geben das Newton'sche leichtflüssige Metall, welches bei 94,5° schmilzt; 1 Th. Blei, 2 Th. Wismuth und 1 Th. Zinn geben das Rose'sche leichtflüssige Metall, welches bei 93,75° schmilzt; 3 Th. Blei, 5 Th. Wismuth und 2 Th. Zinn geben eine Legirung, die schon bei 91,66° schmilzt; 1 Th. Blei, 1 Th. Wismuth und 2 Th. Zinn bilden ein Schnellloth für Klempner. Solche leichtflüssige Metalle dienen zur Anfertigung von Metallbädern, um Stahlinstrumente anzulassen, zur Verfertigung von Zeichenstiften, wenn das zu beschreibende Papier vorher mit gebranntem Hirschhorn eingerieben worden ist, zum Abklatschen von Stempeln, um metallene Abdrücke zu vervielfältigen und Stereotypen, Druckformen für Kattundrucker, Formen für Seifenfabrikanten u. s. w. darzustellen, zum Ausgießen anatomischer Präparate und als Sicherheitsventile für Dampfmaschinen, indem sie, wenn die Spannung des Wasserdampfes einen

gewissen bestimmten, nicht zu übersteigenden Grad erreicht hat, schmelzen und dann den Dampf ausströmen lassen.

Cadmium

findet sich in geringer Menge in manchen Zinkerzen, namentlich in den schlesischen, und ist zinnweiß, geschmeidig, schmelzbar und flüchtig, verbrennt, an der Luft erhitzt, mit braunem Rauche zu Cadmiumoxyd (CdO), welches sich in Säuren löst und aus einer solchen Lösung durch Schwefelwasserstoff als Schwefelcadmium (CdS) niedergeschlagen wird. Dieses Schwefelcadmium hat eine schön gelbe Farbe und wird als Malerfarbe benutzt, wozu es sich wegen seiner Dauerhaftigkeit und seines Feuers sehr gut eignet; auch ist es in der Kattundruckerei und Seidenfärberei empfohlen worden, aber wegen der Seltenheit und des hohen Preises des Metalls dazu nicht ausführbar. Es unterscheidet sich von dem ihm ähnlichen Schwefelarsen und Schwefelantimon durch seine Unlöslichkeit in Schwefelalkalimetallen; es findet sich auch natürlich und rein als Greenockit. Das schwefelsaure Cadmiumoxyd dient zur Darstellung der übrigen Cadmiumpräparate.

---

9. Zink.

Zincum. Zn = 32,528 oder 406,6.

Das Zink findet sich nie gediegen, sondern stets geschwefelt oder oxydirt und dann mit Kieselsäure oder Kohlensäure verbunden. Es wird aus dem gerösteten Schwefelzink oder aus dem gepochten kieselsauren oder kohlensauren Salz durch Destillation unter Zusatz von Kohle gewonnen.[67])

Das Zink ist bläulich-grauweiß, stark glänzend, in vierseitigen Säulen und Nadeln krystallisirbar, von strahlig-blättrigem Gefüge und 6,8 bis 7,2 specif. Gewicht, mittelmäßig hart und klingend, zerspringt bei gewöhnlicher Temperatur unter dem Hammer, ist aber bei 120 bis 150° so dehnbar, daß es sich zu Platten ausdehnen und zu Drähten ausziehen läßt, wird dagegen bei

200° so spröde, daß es sich pulverisiren läßt, schmilzt über 400° und verflüchtigt sich bei schwacher Weißglühhitze.

Das Zink dient in Form von Blech zum Dachdecken, zur Anfertigung von Badewannen, Wassergefäßen, Röhren und Rinnen, zu Platten und Cylindern für galvanische Säulen, zur Zinkdruckerei, ferner im granulirtem Zustande zur Bereitung von Wasserstoffgas und Zinkvitriol und anderen Zinkpräparaten, zur Verfertigung architectonischer Glieder, Säulencapitäler und anderer gegossener Verzierungen, in der Feuerwerkerei, zur Fabrikation von Messing, Bronze, Neusilber und anderer Legirungen. Zinkgefäße können nur für solche Flüssigkeiten als Aufbewahrungsgefäße benutzt werden, die nicht genossen werden, da sich das Metall, selbst in Wasser, oxydirt und der Flüssigkeit brechenerregende Eigenschaften mittheilt.

Das Zink bedeckt sich an der Luft mit einem grauen Häutchen, Zinksuboxyd (Zn_2O), durch welches es gegen die weitere Einwirkung des atmosphärischen Sauerstoffes geschützt wird. Erhitzt man es bis zu 500°, so verbrennt es an der Luft mit blendender, bläulichweißer Flamme zu

Zinkoxyd,

welches auf 32,5 Th. Zink 8 Th. Sauerstoff enthält, demnach aus gleichen Mischungsgew. beider besteht und durch ZnO (= 40,528) ausgedrückt wird. Dieses findet sich mit etwas Eisen- und Manganoxyd im Rothzinkerz und mit Thonerde im Gahnit und bildet sich auch beim Lösen des Zinkes in Säuren, theils auf Kosten des Sauerstoffes der Säure, wie bei Salpetersäure, theils auf Kosten des Sauerstoffes des Wassers, wie bei Schwefelsäure, und beim Schmelzen mit ätzenden Alkalien; es wird theils durch Verbrennung des Zinkes an der Luft und zwar als Nebenproduct beim Schmelzen der Zinkerze und beim Messingbrennen, aber unrein als Tutia oder Cadmia fornacum, theils durch Glühen des kohlensauren Salzes dargestellt.[68])

Das Zinkoxyd ist ein weißes, beim Erhitzen vorübergehend gelb werdendes Pulver oder stellt, im Großen bereitet, zuweilen gelbe sechsseitige Säulen dar, bildet mit Wasser ein weißes, pulveriges, voluminöses, unter gewissen Umstän-

den auch in glänzenden farblosen Säulen krystallisirendes Hydrat (ZnO, HO) und ist außer in Säuren auch in den feuerbeständigen ätzenden Alkalien löslich.

Das Zinkoxyd wird in der Porzellanmalerei zur Farbenverdünnung, besonders für Kobaltblau, als Anstrichfarbe für sich oder mit Bleiweiß, zur Bereitung des Fensterkittes, von Firniß, verschiedener Zinkpräparate und in der Medicin innerlich und äußerlich benutzt.

Die Zinkoxydsalze sind farblos und meist krystallisirbar, haben einen höchstwidrigen, zusammenziehenden Geschmack, wirken brechenerregend und röthen Lackmus. Die Lösungen werden nur im neutralen Zustande von Schwefelwasserstoff weiß gefällt und geben mit den ätzenden Alkalien und kohlensaurem Ammoniak weiße, im Ueberschuß lösliche, mit kohlensaurem Kali oder Natron unlösliche Niederschläge. Die Zinkoxydsalze werden, mit Ausnahme des schwefelsauren, beim Glühen zersetzt und geben beim Erhitzen mit Soda auf der Kohle vor dem Löthrohr einen citronengelben, beim Erkalten weiß werdenden Beschlag, aber kein Metallkorn, und beim Erhitzen mit salpetersaurem Kobaltoxyd schön grüne Pulver.[69])

Salpetersaures Zinkoxyd (ZnO, NO_5)

krystallisirt in farblosen, durchsichtigen, vierseitigen Säulen, zerfließt leicht und löst sich leicht in Wasser, auch in Weingeist, und dient in der Färberei als Reservage für hellblau.

Kohlensaures Zinkoxyd (ZnO, CO_2)

findet sich als Zinkspath oder edler Galmei in Rhomboëdern krystallisirt und dient zur Zinkgewinnung. Künstlich läßt sich die neutrale Verbindung nicht darstellen; ein basisches, zugleich Zinkoxydhydrat-haltiges Salz ($3\,CO_2, 2\,ZnO + 2\,ZnO, 3\,HO$) findet sich natürlich als Zinkblüthe und ist, künstlich dargestellt, ein weißes, lockeres, geruch- und geschmackloses Pulver, welches als Maler- und Anstrichfarbe benutzt werden kann und zur Darstellung des Zinkoxydes und mehrerer seiner Salze dient.

Schwefelsaures Zinkoxyd (ZnO, SO_3),

auch Zinkvitriol oder weißer Vitriol benannt, findet sich natürlich in haarförmigen Krystallen, auch derb, tropfsteinartig, als Ueberzug und Beschlag; der künstlich erzeugte krystallisirt bei gewöhnlicher Temperatur mit 7 Mischungsgewichten Wasser in geraden rhombischen Prismen, bei 30° mit 6 Mischungs-

gewichten Wasser in schiefen rhombischen Prismen, entläßt an trockner Luft 6 oder 5 Mischungsgewichte Wasser und löst sich leicht in Wasser, nicht in Weingeist. Es bildet mit anderen schwefelsauren Salzen Doppelsalze. Der Zinkvitriol wird zur Firnißbereitung, zur Feuerversilberung, als Reservage auf Blau in der Kattundruckerei, zur Darstellung von reinem und kohlensaurem Zinkoxyd, auch sonst noch zu manchen technischen Zwecken und in der Medicin innerlich und äußerlich benutzt. Auch dient er in manchen Gegenden, namentlich in Frankreich, zum Klären des Zuckers, was jedoch nicht zu empfehlen und sogar für die Gesundheit nachtheilig ist, obgleich er sich für diesen Zweck ganz wirksam zeigt.

Kieselsaures Zinkoxyd

findet sich im Galmei als $2[SiO_3, 3ZnO] + 3HO$ und im Wilhelmit wasserfrei und dient zur Zinkgewinnung.

Chromsaures Zinkoxyd (ZnO, CrO_3)

ist ein gelbes, dem chromsauren Bleioxyd ähnliches Pulver, welches als Malerfarbe empfohlen worden ist.

Das Zink verbindet sich beim Erhitzen in Chlorgas damit unter lebhaftem Funkensprühen zu

Zinkchlorid,

welches auf 32,5 Th. Zink 35,4 Th. Chlor enthält, also aus gleichen Mischungsgewichten beider Stoffe besteht und durch $ZnCl$ bezeichnet wird. Dieses bildet sich auch bei der Erhitzung des Zinks mit Quecksilberchlorid und wasserhaltig beim Lösen des Zinks in Salzsäure und bei der Digestion des Zinks mit Salmiaklösung.

Das wasserfreie Zinkchlorid ist weißlichgrau, durchsichtig, in Nadeln sublimirbar und krystallisirt mit 1 Mischungsgewicht Wasser in kleinen, stumpfen, sehr zerfließlichen Octaëdern; es röthet Lackmus, löst sich leicht in Wasser, auch in Aether, zerstört sehr mächtig organische Gebilde und giebt mit Leim eine dem Vogelleim ähnliche Masse. Es verbindet sich in mehreren Verhältnissen mit Zinkoxyd, auch in zwei Verhältnissen mit Ammoniak.

Man bedient sich des Chlorzinkes als Reservage bei hellblau in der kalten Küpe und als chirurgischen Aetzmittels.

Zinkbromid (ZnBr)

bildet sich bei der Einwirkung von Bromdampf auf glühendes Zink und stellt weiße, sublimirbare Nadeln dar; bildet mit Wasser verbunden eine undeutliche krystallinische Masse.

Zinkiodid (ZnI)

bildet sich leicht aus seinen Elementen und sublimirt beim Erhitzen in schönen, vierseitigen Nadeln, beim Verdampfen in Würfeln und Octaëdern, ist zerfließlich und giebt mit den Jodalkalimetallen Doppelverbindungen.

Das Zink verbindet sich nur bei sehr hoher Temperatur mit Schwefel zu

Schwefelzink,

welches auf 32,5 Th. Zink 16 Th. Schwefel enthält, also aus gleichen Mischungsgewichten beider Körper besteht und durch ZnS bezeichnet wird. Das Schwefelzink findet sich natürlich als Zinkblende und bildet sich bei der Erhitzung des Zinks mit Zinnober oder Fünffach-Schwefelkalium, beim Glühen des Zinkoxydes mit Schwefel, beim Erhitzen des Zinkvitriols mit Kohle und gewässert bei der Zersetzung eines neutralen Zinkoxydsalzes durch Schwefelwasserstoff.

Die Zinkblende findet sich in durchsichtigen, gelben, rothen, braunen, schwarzen und grünen, diamantglänzenden, rhombischen Dodecaëdern von 3,9 bis 4,07 specif. Gewicht; das künstliche erzeugte Schwefelzink stellt ein locker zusammenhängendes, gelbbraunes, das präcipirte ein weißes Pulver dar. Es ist nur in hoher Temperatur schmelzbar und nicht für sich, wohl aber bei Gegenwart von Kohle (wahrscheinlich in Form von Zinkdämpfen und Schwefelkohlenstoff) flüchtig; es ist nur langsam in Salzsäure löslich. Der Schwefelzink verbindet sich auch mit Zinkoxyd; ein solches Zinkoxysulphid findet sich natürlich als Voltzit (ZnO, 4 ZnS) in gelben, durchscheinenden, sechsseitigen Säulen und erzeugt sich zuweilen auf Zinkhütten.

Die Zinkblende wird auf Zink, häufiger aber durch Röften und Aussetzen an die Luft auf Zinkvitriol bearbeitet.

Selenzink

findet sich mit Schwefelquecksilber in Mexiko.

Das Zink verbindet sich mit den meisten übrigen nichtmetallischen Stoffen, wie mit Wasserstoff (?), Stickstoff, Kohlenstoff, Fluor, Tellur, Arsen und Antimon. Von diesen Verbindungen hat nur das Arsenzink insofern Interesse, als es oft einen Bestandtheil des käuflichen Zinkes ausmacht und diesem die Eigenschaft ertheilt, beim Uebergießen mit wäßrigen Säuren neben Wasserstoffgas auch Arsenwasserstoffgas zu entwickeln und deßhalb das Zink für manche wissenschaftliche Zwecke untauglich und das entwickelte Wasserstoffgas für die Gesundheit nachtheilig zu machen.

Von den Legirungen des Zinkes sind zu erwähnen: Zinkzinn ist härter als Zink und Zinn, weniger streckbar als Zinn, leicht schmelzbar und $ZnSn_6$ erstarrt bei 204°; es dient zur Darstellung des unächten Blattsilbers. Zinkplatin ist spröde und leicht schmelzbar, und entläßt an wäßrige Schwefelsäure das Zink mit Hinterlassung eines sehr kräftig wirkenden, d. h. Weingeist schnell säuernden Platinmohres. Größere Stücke von Platinerz werden, um die Lösung in Königswasser zu beschleunigen, erst mit Zink zusammengeschmolzen und mit wäßriger Schwefelsäure, dann aber mit Königswasser behandelt. Zinkamalgam bildet sich beim Vermischen von erhitzten Quecksilber mit heißem Zink und ist krystallisirbar. Ein Amalgam, welches $^1/_{13}$ Zink enthält, dient zur sogenannten falschen Vergoldung des Kupfers, indem man dieses mit dem Amalgam, Weinstein und Salzsäure kocht. Zinkblei ist härter als Blei, aber noch geschmeidig und politurfähig. Am wichtigsten sind die Legirungen des Zinks mit Kupfer.

Uran

findet sich nur oxydirt entweder als Pechblende und Uranocker, oder mit Säuren (Schwefelsäure, Phosphorsäure, Tantalsäure u. s. w.) verbunden und ist schwarz

und pulverig, oder stellt zusammengeschweißte, silberglänzende Blättchen und Fäden dar und bildet mit Sauerstoff zwei basische Oxyde, Uranoxydul und Uranoxyd (UO und U_2O_3), ersteres die Pechblende, letzteres den Uranocker ausmachend. Das Uranoxydul ist eine sehr dauerhafte schwarze Farbe unter der Porzellanglasur.

---

10. Kupfer.

Cuprum. Cu = 31,728 oder 396,633.

Das Kupfer findet sich theils gediegen, jedoch nur an wenig Orten, dann aber meist in großen Massen (wie am Kupferfluß in Nordamerika), theils als Oxydul, Oxyd und an Säuren gebunden, theils und am häufigsten aber geschwefelt und dann entweder für sich oder mit Schwefeleisen oder mit diesem und den Sulphiden von Silber, Zink, Arsen und Antimon verbunden. Es wird gewöhnlich aus den Schwefelverbindungen durch Rösten mit Schwefeleisen, Zusammenschmelzen mit kieselhaltigen Mineralien, nochmaliges Rösten, Reduction mit Kohle und etwas Quarz und Garmachen des so erhaltenen Rohkupfers oder durch Cämentation aus kupfervitriol-haltigen Grubenwässern durch Eisen gewonnen.[70])

Das Kupfer ist hellbräunlichroth, stark glänzend, in Octaëdern und Würfeln krystallisirbar, ziemlich hart und elastisch-zähe, äußerst dehnbar, von schönem und starkem Klang, hackigem Bruch und 8,92 bis 8,952 specif. Gewicht, schmilzt erst bei starker Weißglühhitze und verflüchtigt sich im Focus des Hohlspiegels.

Das Kupfer wird zu Kesseln, Siedepfannen, Röhren, Destillirblasen und Kühlgeräthen in Färbereien, Zuckersiedereien, Brauereien und Brennereien, zum ökonomischen und häuslichen Gebrauch verarbeitet. Solche Gefäße sind zwar äußerst dauerhaft, müssen aber immer sehr rein gehalten werden, besonders wenn saure oder säuernde Flüssigkeiten darin behandelt werden sollen, wodurch das Kupfer leicht oxydirt und gelöst und so die darin behandelte Substanz nachtheilig für die Gesundheit wird; um diesem Uebelstande vorzubeugen, wer-

den auch solche Gefäße innerlich mit Zinn überzogen. Außerdem wird das Kupfer zu mehreren sehr wichtigen Legirungen, zur Darstellung der verschiedenen Kupferpräparate und auch im höchst fein zertheilten Zustande innerlich als Heilmittel benutzt. Eine sehr wichtige Anwendung findet das Kupferblech als Schiffsbeschlag, wo es gegen die zerstörende Wirkung des Seewassers durch Protectoren von electropositiveren Metallen, wie Zink, Eisen oder Zinn geschützt wird; bekannt ist die Verwendung des Kupfers zur kleineren Scheidemünze.

Das Kupfer wird an der Luft beim starken Glühen langsam, vor dem Knallgebläse mit blendend grüner Flamme schnell in

Kupferoxyd

verwandelt, welches auf 31,73 Th. Kupfer 8 Th. Sauerstoff enthält, demnach aus gleichen Mischungsgew. beider Stoffe besteht und durch CuO (= 39,73) bezeichnet wird. Es findet sich natürlich als Anflug auf Kupfererzen (Kupferschwärze) und krystallisirt in Kratern von Vulkanen (Tenorit), und wird entweder durch Glühen des metallischen Kupfers an der Luft oder durch Glühen des basisch-salpetersauren, kohlensauren oder schwefelsauren Kupferoxydes gewonnen.[71])

Das Kupferoxyd stellt entweder, wie der Tenorit oder das mit Aetzkali geschmolzene, metallglänzende tetraëdrische Krystalle oder ein sammtschwarzes Pulver dar, ist von 6,4 specif. Gewicht, härter als Kalkspath, erst bei den höchsten Hitzgraden schmelzbar, aber nicht flüchtig, wird noch unter der Glühhitze durch Wasserstoffgas, durch Kohle bei gelindem Glühen reducirt und bildet mit Wasser ein blaues Hydrat, welches jedoch schon beim Kochen mit Wasser das Hydratwasser verliert und schwarz wird.

Das Kupferoxyd dient zur Färbung des Glases und in der Glas-, Fayance- und Steingutmalerei als grüne Farbe, sein Hydrat aber, mit Eiweiß oder Leim vermischt, wodurch es beständiger wird, als Malerfarbe. Das reine Kupferoxyd dient bei der Elementaranalyse organischer Körper, das unreine, die sogenannte Kupferasche, welche beim Glühen und Hämmern des Kupfers erhalten wird, zur Darstellung des Kupfervitrioles und zur Gewinnung von metallischem Kupfer.

Die Kupferoxydsalze sind im wasserfreien Zustand meist weiß, im gewässerten Zustand aber blau oder grün, und zum Theil in Wasser löslich, zum Theil unlöslich. Die löslichen Salze röthen Lackmus, schmecken widerlich metallisch, wirken brechenerregend und giftig (Gegenmittel: Zuckersyrup in großer Menge). Die Lösungen geben mit den ätzenden Alkalien blaßbläuliche, in reinem Ammoniak, nicht in den übrigen Alkalien, mit schön azurblauer Flamme lösliche, mit kohlensauren Alkalien hellbläulichgrüne oder hellgrünlichblaue, im Ueberschuß auflösliche, mit Cyanmetallen gelbe, mit Kaliumeisencyanür rothbraune und mit Schwefelwasserstoff oder Schwefelalkalimetallen schwarze, im Ueberschuß unlösliche Niederschläge, und mit Zink, Eisen, Cadmium und Blei metallisches Kupfer. Die Kupferoxydsalze werden in der Glühhitze zersetzt und geben vor dem Löthrohr mit Soda auf der Kohle erhitzt, ein rothes Metallpulver und mit Borax und Phosphorsalz geschmolzen, in der innern Flamme des Löthrohres braune, in der äußeren grüne Gläser.[72])

Salpetersaures Kupferoxyd (CuO, NO_5)

krystallisirt in saphirblauen, vierseitigen Säulen, ist sehr zerfließlich und leicht in Wasser löslich, zerstört organische Gebilde und kann sich noch in mehrern Verhältnissen mit Kupferoxyd verbinden. Es dient zur Darstellung von Kupferoxyd und Bergblau, als Oxydationsmittel für andere Metallsalze, in der Feuerwerkerei, als Bronzirflüssigkeit und Aetzmittel für die Siderographie, zum Bruniren des Eisens u. s. w.

Kohlensaures Kupferoxyd

ist für sich unbekannt, findet sich aber mit Kupferoxydhydrat als Lasurerz ($CuO, HO + 2\,CuO, CO_2$) in schiefen, rhomboidalen Säulen, traubig und nierenförmig, derb und erdig vor, ist lasurblau, halbdurchsichtig bis undurchsichtig und wird theils auf Kupfer verarbeitet, theils zur Darstellung einer schönen Malerfarbe, des Bergblau's, benutzt; wird auch künstlich dargestellt und als sogenanntes Bremerblau benutzt. Das neutrale Salz findet sich auch mit kohlensaurem und schwefelsaurem Bleioxyd als Caledonit ($CuO, CO_2 + 2\,PbO, CO_2 + 3\,PbO, SO_3$) und mit kohlensaurem Zinkoxyd und Kupferoxydhydrat und Zinkoxydhydrat als Aurichalcit und kann sich auch mit kohlensauren Alkalien verbinden.

Basisch-kohlensaures Kupferoxyd ($CO_2, 2CuO$) findet sich wasserfrei als Mysorin und mit 1 Mischungsgewicht Wasser verbunden als Malachit in grünen, blättrigen, faserigen, derben und erdigen Massen vor und wird theils auf Kupfer verarbeitet, theils zu Zierrathen geschliffen, theils als Berggrün und auch künstlich dargestellt als Mineralgrün, Bremer oder Braunschweiger Grün benutzt.

Schwefelsaures Kupferoxyd (CuO, SO_3) Kupfervitriol oder blauer Vitriol benannt, findet sich theils in Grubenwässern aufgelöst oder auf der Holzzimmerung alter Grubenbauten ausgewittert. Es krystallisirt mit 5 Mischungsgewichten Wasser in lasurblauen, schiefen, rhombischen oder ungleich sechsseitigen Säulen, verwittert schon an warmer Luft, verliert bei 40° 4 Mischungsgewichte Wasser, den Rest aber erst beim Erhitzen über 200°, löst sich ziemlich leicht im Wasser, bildet mit schwefelsauren Alkalien und Wasser Doppelsalze, kann auch in veränderlichen Verhältnissen mit andern schwefelsauren Metallsalzen krystallisiren, bildet mit mehr Kupferoxyd basische Salze, wovon sich zwei, der Brochantit ($SO_3, 3CuO + 3HO$) und ein anderes ($SO_3, 4CuO + 4HO$) natürlich finden, und giebt mit Ammoniak im Ueberschuß behandelt eine in schön lasurblauen Nadeln oder geschobenen vierseitigen Säulen krystallisirende Doppelverbindung ($H_3N, CuO + H_4NO, SO_3$). Das Kupfervitriol dient zum Schwarzfärben von Tuch, Filz und Wollengarn, als Reservage in der kalten Küpe, zur Bereitung verschiedener Kupferpräparate und Farben, zum Verkupfern und Bruniren des Eisens, zum Färben des Goldes im Glühwachs, innerlich und äußerlich als Heilmittel und beim Brodbacken, um aus feuchtem Mehl ein trocknes Brot zu gewinnen (was aber der Gesundheit sehr nachtheilig ist und durchaus nicht gestattet werden darf).

Kieselsaures Kupferoxyd findet sich natürlich als Kieselmalachit ($2SiO, 3CuO + 6HO$ und $2SiO_3, 3CuO + 12HO$) in spangrünen, derben, nierenförmigen, traubigen und erdigen Massen und als Dioptas ($2SiO_3, 3CuO + 3HO$).

Phosphorsaures Kupferoxyd findet sich als basisches Salz im Ehlit ($PO_5, 4CuO + 2HO$), Libethenit ($PO_5, 4CuO + HO$), Phosphorochalcit ($PO_5, 5CuO + 5HO$), Trombolith

($2PO_5, 3CuO + 6HO$) und als $PO_5, 6CuO + 3HO$ in einem unbenannten Mineral.

Arsenigsaures Kupferoxyd (CuO, AsO_3)

ist von angenehm grüner Farbe, pulverig, geruch- und geschmacklos und nicht in Wasser, wohl aber in stärkeren Mineralsäuren und in Ammoniak löslich und dient unter dem Namen Scheele'sches Grün als Malerfarbe. Eine Doppelverbindung bildet es mit essigsaurem Kupferoxyd ($3CuO, AsO_3 + CuO, \bar{A}$) die eine schöne, an Luft und Wetter sehr dauerhafte Farbe und als Schweinfurther Grün bekannt ist. Die Anwendung dieser beiden Salze als Anstrichfarbe ist mit sehr großer Gefahr verbunden, wenn sie nur mit Wasser aufgetragen werden, da sie dann abstäuben und der Staub auf Menschen und Thiere nachtheilig oder tödtlich wirkt.

Arsensaures Kupferoxyd

findet sich gewässert als Erinit ($AsO_5, 5CuO + 2HO$), Condurrit ($AsO_5, 6CuO + 4HO$), Kupferglimmer ($AsO_5, 8CuO + 12HO$) und als Linsenerz ($AsO_5, 10CuO + 30HO$), mit phosphorsaurem Kupferoxyd im Olivenit, mit Kupferoxydhydrat im Euchroit und mit kohlensaurem Kalk im Kupferschaum.

Chromsaures Kupferoxyd

ist im basischen Zustand als eine schöne grüne Farbe vorgeschlagen worden.

Das Kupferoxyd löst sich auf und mit tief lasurblauer Farbe in Ammoniakwasser, was jedoch nur bei Gegenwart eines Ammoniaksalzes der Fall zu sein scheint, und in schmelzenden Alkalien.

Wird das Kupferoxyd mit $\frac{4}{5}$ seines Gewichtes fein zertheiltem Kupfers vermengt in einem bedeckten Tiegel einer schwachen Glühhitze ausgesetzt, so oxydirt sich auch dieses auf Kosten eines Theiles Sauerstoff des Kupferoxydes und es entsteht

Kupferoxydul,

welches auf 63,4.. Th. Kupfer 8 Th. Sauerstoff enthält, also aus 2 Mischungsgew. Kupfer und 1 Mischungsgew. Sauerstoff besteht und durch Cu_2O (= 71,4) bezeichnet wird. Es findet sich natürlich als Rothkupfererz und wird auch durch

Glühen des Kupferchlorürs mit kohlensaurem Natron oder durch Kochen eines Gemisches von Kupfervitriol, Zucker und Aetznatron mit Wasser erhalten.

Das natürliche und das beim Ablöschen des Gahrkupfers im Wasser sich bildende Kupferoxydul stellt diamantglänzende, bräunlich-cochenillerothe Krystalle dar, welche ein carminrothes Pulver geben; das Hydrat (Cu_2O, 4HO) ist pomeranzengelb und verwandelt sich an der Luft bald in Oxyd. Seine Salze sind im neutralen Zustand farblos, im basischen bräunlich und ohne Farbe in Ammoniakwasser löslich, sonst aber noch wenig untersucht. Eine Lösung des Kupferoxyduls im Ammoniakwasser bildet sich, wenn dieses in einem verschlossenen Gefäße mit metallischem Kupfer in Berührung ist; die farblose Flüssigkeit wird durch den Einfluß der atmosphärischen Luft lasurblau, indem sich das Oxydul in Oxyd verwandelt.

Aus Kupferoxydul besteht derjenige Ueberzug, den man auf kupfernen Gefäßen durch Ueberziehen mit Eisenoxyd und Wasser und nachheriges schwaches Glühen erzeugt, um ihnen ein besseres Ansehen zu geben und den Einfluß von Feuchtigkeit und Luft zu mindern.

Das Kupfer bildet mit dem Sauerstoff noch zwei andere Oxyde, nämlich das Kupfersuperoxyd (CuO_2) und die Kupfersäure; ersteres wird aus Kupferoxydhydrat und Wasserstoffsuperoxyd als ein dunkelbraunes, leicht zersetzbares Pulver erhalten und letztere entsteht, wenn Kupferoxydhydrat in Alkalilauge aufgerührt und Chlorgas hindurchgeleitet wird; ihre Salze sind schön roth, zersetzen sich aber bald an der Luft.

Das Kupfer verbindet sich mittelbar mit Stickstoff, wenn nämlich über bis 265° erhitztes Kupferoxyd Ammoniakgas geleitet und das zugleich entstehende Kupferoxydul durch ein Gemenge von reinem und kohlensaurem Ammoniak ausgezogen wird. Das zurückbleibende Stickstoffkupfer (Cu_3N) ist olivengrün und verpufft nicht so heftig, wie andere Stickstoffmetalle.

Mit Kohlenstoff verbindet sich das Kupfer beim wiederholten Einschmelzen mit Kohle und es geht dadurch in der Gahre zurück.

Wird das Kupfer im dünn ausgewalzten Zustand und erwärmt in trockenes Chlorgas gebracht, so verbrennt es darin mit grünem Licht zu

Kupferchlorid,

welches auf 31,7 .. Th. Kupfer 35,4 .. Th. Chlor enthält, also aus gleichen Mischungsgewichten beider Stoffe besteht und durch CuCl bezeichnet wird. Dieses bildet sich auch im wasserhaltigen Zustand beim Lösen des Kupferoxyds in Salzsäure.

Das wasserfreie Kupferchlorid ist gelbbraun und zieht an der Luft Wasser an; aus der Lösung krystallisirt es mit Wasser (CuCl, 4HO) in smaragdgrünen vierseitigen Säulen, welche auch in Weingeist löslich sind und beim Erhitzen bis auf 200° alles Wasser entlassen. Eine Verbindung des Chlorides mit Kupferoxyd und Wasser findet sich selten als Atakamit oder Salzkupfererz (CuCl, 3CuO, 3HO) in smaragdgrünen Octaëdern und nadelförmigen Krystallen, auch derb, und wird in Peru fein gemahlen als Streusand benutzt.

Das Kupferchlorid dient zur Chlorbereitung (vergl. Nachfolgendes) und zur Darstellung von Bremer- oder Bergblau, die weingeistige Lösung zur Erzeugung grüner Flammen für theatralische Zwecke.

Wird das Kupferchlorid über 200° erhitzt, so entläßt es nach und nach die Hälfte Chlor und verwandelt sich in Kupferchlorür (Cu_2Cl), welches gelbbraun und in rothbraunen Tetraëdern krystallisirbar ist, sich leicht an der Luft oxydirt und in Salzsäure löslich ist; die salzsaure Lösung wird durch Wasser weiß gefällt und giebt beim Verdampfen an der Luft Kupferchlorid. In solchen Gegenden, wo Salzsäure als ein billiges Nebenproduct gewonnen wird, kann man die Chlorbereitung mittelst Kupferchlorid bewerkstelligen und das zurückbleibende Kupferchlorür durch Salzsäure immer wieder in Chlorid verwandeln.

Das Kupfer verbindet sich auch in zwei Verhältnissen mit Brom und Fluor, aber nur in einem Verhältniß (als Kupferiodür = Cu_2I) mit Jod. Keine dieser Verbindung ist von allgemeinerem Interesse.

Kupfer verbindet sich beim Zusammenschmelzen mit Schwefel unter hellrother Lichtentwickelung zu

Kupfersulphür,

welches auf 63,4.. Th. Kupfer 16 Th. Schwefel enthält, also aus 2 Mischungsgewichten Kupfer und 1 Mischungsgewicht Schwefel besteht und durch Cu_2S ausgedrückt wird. Dieses findet sich für sich als Kupferglanz und mit Schwefeleisen im Kupferkies und Buntkupfererz (Cu_2S, Fe_2S_3 und $Fe_2S_3, 3Cu_2S$), mit Schwefelwismuth als Kupferwismutherz ($BiS_3, 3Cu_2S$), mit Schwefelwismuth und Schwefelblei im Nadelerz, mit Schwefelzinn im Zinnkies (Cu_2S, SnS) und mit Schwefelarsen und Schwefeleisen im Tennantit; es bildet sich auch bei der Einwirkung von Schwefelwasserstoff auf in Wasser gelöste Kupferoxydulsalze.

Der Kupferglanz ist meist in Säulen und Dodecaëdern krystallisirt; das künstliche Kupfersulphür ist eine schwarzgraue, metallglänzende Masse, krystallisirt auch zuweilen in Octaëdern, ist leichter als Kupfer schmelzbar und oxydirt sich nur beim Erhitzen an der Luft. Das künstliche Kupfersulphür wird zur Darstellung des Kupfervitriols benutzt.

Kupfersulphid (CuS)

findet sich sehr selten als Kupferindig von schwarzblauer Farbe und leicht zerreiblicher Beschaffenheit, ferner am Krater des Vesuvs, verbunden mit Schwefelantimon im Schwarzerz und wird durch Zersetzung eines Kupferoxydsalzes mit Schwefelwasserstoff als ein bräunlich-schwarzer Niederschlag erhalten, der beim Trocknen grün wird, dann Lackmus röthet, beim Erhitzen die Hälfte Schwefel verliert und sich an feuchter Luft in schwefelsaures Kupferoxyd verwandelt.

Selenkupfer

findet sich natürlich als ein stahlgraues, leicht schmelzbares Erz, ferner in verschiedenen Verhältnissen mit Selenblei, nämlich als $CuSe, PbS$; $CuSe, 2PbSe$ und $CuSe, 4PbSe$, und mit Selensilber verbunden als Eukaërit.

Phosphorkupfer

kann in verschiedenen Verhältnissen bestehen; Cu_2P wird durch Zersetzung des basisch-phosphorsauren Kupferoxyds mit Kohle oder Wasserstoffgas bei starker Glühhitze als eine grauschwarze krystallinische Masse erhalten; Cu_3P wird durch Leiten von Phosphorwasserstoffgas über das erhitzte Oxyd oder Chlorid

oder in die Lösung eines Kupferoxydsalzes erhalten, ist schwarz und wird, wenn es auf trocknem Wege dargestellt, vor dem Löthrohr grau und giebt eine durch Phosphor gefärbte Flamme, auf nassem Wege aber dargestellt wird es vor dem Löthrohr kupferroth, aber sonst nicht verändert; Cu_6P entsteht durch Erhitzen des vorigen bei der stärksten Glühhitze und ist hellgrau, metallglänzend und leicht in Salpetersäure löslich; $Cu_{12}P$, durch Calciniren einer der vorigen Verbindungen bei der stärksten Glühhitze zu erhalten, hat eine stahlartige Härte und kann zu schneidenden Instrumenten verarbeitet werden.

Arsenkupfer

entsteht leicht durch Zusammenschmelzen beider Stoffe und ist weißgrau, metallglänzend, spröder und leichter schmelzbar als Kupfer, oxydirt sich an der Luft, wird dadurch blind und verliert beim Glühen fast alles Arsen. Das Arsenkupfer wurde sonst unter dem Namen Weißkupfer, weißes Tomback, zu Leuchtern, Schnallen, Wagen- und Pferdegeschirr verarbeitet, ist aber jetzt und wegen seines Arsengehaltes mit Recht durch das Neusilber und die plattirten Waaren verdrängt worden.

Antimonkupfer

ist sehr spröde, von blaßvioletter Farbe und blättrigem Gefüge und ein Bestandtheil einer Art von Pewter und des Britannia metal.

Das Kupfer giebt mehrere, für Künste und Gewerbe sehr wichtige Legirungen. Kupferzinn ist die Bronze der Alten (mit 3 bis 15% Zinn), welche zu Münzen, Hausgeräthen, Nägeln, Ringen, Schilden, Schwertern u. s. w. verarbeitet und theils hart, theils durch Ablöschen weich und biegsam gemacht wurde; jetzt verfertigt man nur Denkmünzen daraus, welche zugleich Zink und etwas Blei enthalten; die Glockenspeise oder das Glockenmetall enthält 22% Zinn und ist gelblichgrauweiß, hart, spröde, von sehr feinkörnigem, dichtem Bruch und 8,8 specif. Gewicht, sehr klingend, leicht schmelzbar und dann sehr dünnflüssig. Die chinesischen Glocken, Gong-gongs, haben eine gleiche Zusammensetzung und werden durch Ablöschen des glühenden Metalles in kaltem Wasser weich und hämmerbar gemacht, wodurch sie, wenn sie mit einem hölzernen, mit Leder überzogenen Schlägel angeschlagen werden, einen vollen kräf-

tigen Ton wie eine weit größere Glocke geben. Auch Klingeln, Uhrschellen, Cymbeln u. dergl. werden aus ähnlichen Legirungen, die zuweilen etwas Zink enthalten, verfertigt und die englische Glockenspeise besteht aus 80 Kupfer, 10,1 Zinn, 5,6 Zink und 4,3 Blei. Das Kanonengut enthält nur 11—13% Zinn und ist deßhalb weniger hart und spröde, gelblich und wird durch Ablöschen in kaltem Wasser völlig hämmerbar. Das Spiegelmetall enthält $\frac{1}{3}$ Zinn und ist weiß, dicht, hart, feinkörnig und einer schönen Politur fähig und wird zu Metallspiegeln verarbeitet, zu welchem Zweck auch Arsen zugesetzt wird. Bei der Verzinnung kupferner Gefäße mag sich wohl an der Oberfläche des Kupfers eine Legirung bilden, die sich dann mit reinem Zinn bedeckt. Kupfergold bildet sich leicht durch Zusammenschmelzen und ist hochgelb, röthlichgelb oder roth, härter und leichter schmelzbar als Gold und dient zur Verfertigung der Goldwaaren und Münzen, so wie auch zum Vergolden von Kupfer, Bronze und Messing (vergl. auch Gold S. 153). Kupferplatin bildet sich ebenfalls leicht durch Zusammenschmelzen und ist bei gleichen Theilen goldähnlich und geschmeidig. Bei 16 Kupfer auf 7 Platin und 1 Zink bildet sich eine Legirung, die in Farbe dem feinen Gold sehr nahe steht, sich dünn auswalzen und in feine Drähte ziehen läßt und selbst von starker Salpetersäure nicht angegriffen wird. Kupfersilber läßt sich leicht in jedem Verhältniß durch Zusammenschmelzen darstellen, ist eben so dehnbar wie Silber, aber härter und klingender, und dient zur Darstellung der Silberwaaren und Münzen. Kupferamalgam bildet sich nur mittelbar, wenn nämlich das Kupfer mit einer Quecksilberlösung befeuchtet und dann mit Quecksilber erhitzt wird; es ist von blaßrother Ferbe und überzieht sich leicht mit Quecksilber. Kupferblei entsteht nur bei heftiger Rothglühhitze und trennt sich bei langsamer Abkühlung in zwei verschiedene Legirungen; ist für den Saigerungsproceß des Silbers von Wichtigkeit, da sich das Silber meist mit der bleireicheren, schwereren Legirung absetzt. Kupferzink ist in zwei Arten für die Technik von Interesse, indem man vorzugsweise eine gelbe (Messing) und eine rothe (Rothguß) Legirung unterscheidet, die wiederum sehr viele Abarten haben. Kupfer und Zink verbinden sich unmittelbar und oft unter Explosion, wenn sie zusammengeschmolzen werden; bei $\frac{1}{3}$ bis $\frac{1}{4}$ Zink entsteht das Messing, bei weniger Zink der Rothguß. Das Messing wurde früher

durch Zusammenschmelzen von Kupfer mit geröstetem Galmei oder zinkischem Ofenbruch und Kohle bereitet, wird aber jetzt meist aus Kupfer und metallischem Zink zusammengesetzt. Es dient zu den verschiedenartigsten Gußwaaren, zum sogenannten Tafelmessing, aus welchem Messingdraht, Kessel und Messingblech verfertigt wird; sehr fein ausgeschlagenes Messingblech ist das sogenannte Knitter- oder Rauschgold. Das Messingloth wird aus 2 Th. Messing und 1 Th. Zink zusammengesetzt; ebenfalls zinkreichere Legirungen sind das sogenannte Mosaische Gold, welches auf 100 Th. Kupfer 52 bis 55 Th. Zink enthält und sich gut halten soll, ferner das Bristoler Messing, welches zwar nur $1/3$ Zink enthält, aber blaßgelb aussieht, das Bathmetall, welches auf 32 Th. Messing 9 Th. Zink, und das Birminghamer Platin, welches auf 8 Th. Messing 5 Th. Zink enthält und fast ganz weiß ist. Auch hat man in der neuern Zeit ein sehr zinkreiches Messing zur Anfertigung von Platten für den Schiffsbeschlag empfohlen. Das Messing hat eine schöne gelbe Farbe, die um so goldgelber ausfällt, je mehr das Kupfer vorwaltet, und um so blässer wird, je mehr es Zink enthält. Es ist hämmerbar und streckbar (läßt sich walzen, in Draht ziehen und gut bearbeiten) in der Wärme aber so spröde, daß es sich in Stücke zerschlagen läßt. Es schmilzt leichter als Kupfer, dient deßhalb auch als Loth für Kupfer, verbrennt an der Luft erhitzt und entläßt oberflächlich etwas Zink, wodurch es nach dem Poliren mehr goldfarbig wird; auch Salzsäure entzieht ihm oberflächlich Zink. Das Messing oxydirt sich an feuchter Luft und setzt Grünspan an, löst sich leicht in Säuren und ist daher für viele Zwecke eben so gefährlich wie Kupfer. Durch Zusatz von Blei wird das Messing härter und zur Bearbeitung auf der Drehbank geeignet, aber zum Treiben und Walzen unbrauchbar. Durch Zinn wird es leichter schmelzbar und dann als Schnellloth benutzt; Kupfer, Zink, Zinn und Blei ist die Zusammensetzung der meisten Knöpfe und die Legirung sehr spröde, aber leichtflüssig und deßhalb als Schnellloth brauchbar. Der Rothguß oder das Tomback, rothe Messing besteht aus 5 bis 10 Th. Kupfer auf 1 Th. Zink; die verschiedenen Arten des Rothgusses sind das unächte Blattgold, das Prinzenmetall, Pinchbeck, Similor, Mannheimer Gold u. s. w., welche zu goldähnlich aussehenden Luxusartikeln, auch bei Maschinen zu Zapfenlagern und Büchsen verbraucht werden, und die neue Bronze

welche einen Zusatz von Blei oder Zinn hat und zu Gußwaaren in Statuen, Büsten, Denkmälern u. s. w. benutzt wird. Bei gehörigem Mischungsverhältniß überzieht sich die Bronze an der Luft mit einer dünnen Kruste von grünem halbkohlensaurem Kupferoxydhydrat, welche Schutz für den weiteren Einfluß der Luft gewährt und ihr das Ansehen giebt, welches alte Bronze hat, die Jahrhunderte in der Erde vergraben war.

---

11. Kobalt.

Cobaltum. Co = 29,568 oder 368,991.

Das Kobalt findet sich im Ganzen nicht sehr häufig und dann entweder oxydirt und auch mit Säuren verbunden, oder an Arsen, oder an dieses und Schwefel gebunden; auch findet es sich neben Nickel in den meisten Meteorsteinen, wie es überhaupt ein Begleiter dieses Metalles oder dieses ein Begleiter des Kobaltes ist. Man gewinnt das Kobalt, aber nur im Kleinen, durch Reduction des Oxydes mit Kohle oder durch Glühen des oxalsauren Salzes.[73])

Das Kobalt ist weißgrau, lebhaft glänzend, mittelmäßig hart und ziemlich spröde (jedoch etwas dehnbar und verträgt einige Schläge), von 8,71 specif. Gewicht, schwach magnetisch, sehr strengflüssig und nicht flüchtig. Hat keine Anwendung.

Beim Erhitzen läuft das Kobalt wie Stahl an und verbrennt bei heftiger Hitze mit rother Flamme zu einem Gemenge von Oxydul und Oxyd.

Kobaltoxydul.

Diese Oxydationsstufe des Kobaltes wird durch Glühen des kohlensauren Salzes bei Abschluß der Luft gewonnen und enthält auf 29,568 Th. Kobalt 8 Th. Sauerstoff, besteht demnach aus gleichen Mischungsgew. beider Stoffe und wird durch CoO (= 37,568) bezeichnet. Es bildet sich auch beim Ueberleiten von Wasserdämpfen über glühendes Metall, beim Schmelzen des Kobaltoxydes mit Aetzkali und beim Lösen des Metalles in Schwefelsäure oder Salpetersäure.

Das Kobaltoxydul ist ein hellgrüngraues oder olivengrünes Pulver (kann auch in quadratischen Tafeln krystallisirt erhalten werden), nicht magnetisch und unschmelzbar und bildet mit Wasser ein rosenrothes, krystallinisches Hydrat (CoO,HO). Das Kobaltoxydul verbindet sich mit Säuren, aber auch mit stärkeren Basen, und wird in der Porzellanmalerei benutzt.

Die Kobaltoxydulsalze sind im krystallisirten Zustande pfirsichblüthroth und werden meist durch Entwässern blau, schmecken adstringirend und röthen Lackmus; die Lösungen werden nicht durch Schwefelwasserstoff gefällt und geben mit Schwefelammonium einen schwarzen, mit Aetzkali einen permanenten mohnblauen, auf dem Filter grün und beim Kochen schmutzig blaßroth werdenden, mit Ammoniak einen blauen, im Ueberschuß mit grüner, an der Luft braun werdender Farbe löslichen, mit kohlensauren Alkalien einen permanenten rothen und mit kohlensaurem Ammoniak einen rothen, im Ueberschuß mit grüner Farbe löslichen Niederschlag. In der Glühhitze werden alle Kobaltoxydulsalze mit Ausnahme des schwefelsauren Salzes zersetzt; vor dem Löthrohr mit Soda auf Kohle erhitzt geben sie ein graues magnetisches Metallpulver und mit Borax und Phosphorsalz blaue Gläser, mit Magnesia ein rothes, mit Alaunerde ein blaues und mit Zinkoxyd ein grünes Pulver.[74])

Salpetersaures Kobaltoxydul (CoO, NO_5)

krystallisirt in wasserhaltigen karmoisinrothen Prismen, ist leicht schmelzbar und dient im gelösten Zustande zur Darstellung anderer Kobaltpräparate und bei Löthrohrversuchen als Reagens auf Magnesia, Alaunerde und Zinkoxyd (vergl. Vorhergehendes), so wie auch zur Darstellung des Rinmann'schen Grün, indem man es mit einer reinen Zinklösung vermischt, dann durch kohlensaures Kali fällt und den ausgewaschenen und getrockneten Niederschlag heftig glüht. Durch die verschiedenen Mengen von Zinkoxyd erhält man verschiedene Nüancen dieser Farbe, welche auch als Kobaltgrün oder grüner Zinnober bekannt ist und in der Wasser- und Oelmalerei benutzt wird. Trocknes salpetersaures Kobaltoxydul mit trocknem essigsauren Zinkoxyd vermischt und erhitzt, entzünden sich und verbrennen unter Funkensprühen zu Rinmannschen Grün.

Schwefelsaures Kobaltoxydul

kommt im basischen Zustande als Kobaltvitriol (SO_3, 3CoO + 8HO) in

fleischrothen, glanzlosen, derben Massen und als Ueberzug vor; das neutrale Salz krystallisirt mit Wasser verbunden ($CoO, SO_3 + 6$ oder $7HO$) in rothen, schiefen rhombischen Prismen und bildet mit den schwefelsauren Alkalien und 6 Mischungsgewichten Wasser Doppelsalze.

Kieselsaures Kobaltoxydul

ist ein Bestandtheil der sogenannten Smalte,[75]) welche als ein gegen Witterung, Säuren und Alkalien unveränderliches Pigment als Anstrichfarbe, sonst aber noch zum Bläuen von Leinenzeug und Papier benutzt wird, für letzteren Zweck aber nicht zu empfehlen ist, da dadurch die Federn schnell stumpf werden.

Phosphorsaures Kobaltoxydul ($PO_5, 2CoO$)

ist ein pfirsichblüthrothes, in Wasser unlösliches Pulver, welches beim Vermischen mit der achtfachen Menge reinen, feuchten, gallertartigen Alaunerdehydrat, Eintrocknen und nachherigen Erhitzen bis zur Kirschrothglühhitze das Thenard'sche Blau giebt, eine Farbe, die dem Ultramarin sehr nahe kommt, aber nicht gehörig deckt.

Arsenigsaures Kobaltoxydul

findet sich als Kobaltbeschlag oder erdiger rother Erdkobalt pfirsichblüthroth bis blaß rosenroth, derb, traubig, nierenförmig, schuppig oder erdig und undurchsichtig mit 12% Wasser und meist mit Nickeloxyd, Arsensäure, Eisenoxyd und Schwefelsäure verbunden.

Arsensaures Kobaltoxydul

findet sich als Kobaltblüthe oder strahliger rother Erdkobalt mit Wasser ($AsO_5, 3CoO + 8HO$) oder mit Eisenoxydul ($FeO, 8CoO, 3AsO_5 + 24HO$) verbunden und bildet durchscheinende, nadel- und haarförmig aufgewachsene, zu Sternen und Büscheln gruppirte Krystalle oder nierenförmige, traubige Massen von strahliger Textur.

Kobaltoxyd (Co_2O_3)

bildet sich beim schwachen Erhitzen des salpetersauren Kobaltoxyduls oder bei der Behandlung des Oxydulhydrates mit unterchlorigsaurem Natron und findet sich natürlich als Kobaltschwärze und mit Manganoxyd als schwarzer Erdkobalt ($Co_2O_3, Mn_2O_3 + 3HO$). Es ist schwarz, bildet mit Wasser ein schwarzes Hydrat (Co_2O_3, HO), entläßt beim Glühen Sauerstoffgas, löst sich in Salz-

säure unter Entwicklung von Chlor und in Ammoniak unter Entbindung von Stickstoffgas und bildet mit den meisten Säuren Salze, die sich aber sehr bald in der Wärme und am Licht zersetzen. Es giebt auch mehrere intermediäre Verbindungen zwischen Kobaltoxyd und Kobaltoxydul, wie Co_8O_9 oder $6CoO + Co_2O_3$, Co_6O_7 oder $4CoO + Co_2O_3$ und Co_3O_4 oder $CoO + Co_2O_3$. Auch vermuthet man die Existenz einer Kobaltsäure (CoO_2).

Kobaltchlorür ($CoCl$)

bildet sich beim Lösen des reinen oder kohlensauren Oxyduls oder des Oxydes oder auch des Metalles in Salzsäure (letzteres löst sich nur in erhitzter concentrirter Salzsäure unter Wasserstoffgasentwicklung) und bildet entweder blaue wasserfreie oder granatrothe, wasserhaltige, luftbeständige Krystalle, ist zum Theil unzersetzt flüchtig und hinterläßt Kobaltoxydchlorür. Die Auflösung ist roth, im sehr verdünnten Zustande aber farblos und wird als sympathetische Tinte benutzt, da die damit gemachten Schriftzüge unleserlich sind, aber beim mäßigen Erwärmen des Papiers mit blauer Farbe hervortreten und beim Erkalten wieder verschwinden.

Kobaltsulphür (CoS)

bildet sich beim Aufwerfen von Schwefel auf glühendes Kobalt unter Feuererscheinung oder beim Erhitzen des schwefelsauren Kobaltoxyduls mit Kohle und stellt grauschwarze, metallglänzende, graphitähnliche magnetische Schuppen dar; auf nassem Wege durch Zersetzung eines Kobaltoxydulsalzes mit Schwefelammonium gebildet ist es ein schwarzes Pulver, welches sich an der Luft in schwefelsaures Kobaltoxydul verwandelt.

Kobaltsulphid (Co_2S_3)

findet sich natürlich als Kobaltkies in regelmäßigen Octaëdern und Cubooctaëdern von 5,0 specif. Gewicht und zinnweißer bis lichtstahlgrauer Farbe und bildet sich beim Ueberleiten von Schwefelwasserstoff über gelinde erwärmtes Kobaltoxyd.

Kobaltsupersulphid (CoS_2)

hinterbleibt bei der Behandlung des Sulphides mit kochender Salzsäure als ein schwarzes glanzloses Pulver und findet sich mit Arsenkobalt natürlich vor (s. unten).

Selenkobalt

kommt mit Selenblei verbunden vor und hat eine graue, ins Bläuliche ziehende Farbe und ziemlichen Metallglanz.

Arsenkobalt

bildet sich leicht beim Erhitzen beider Körper und unter Entwicklung eines rothen Lichtes. Es findet sich mit einer sehr kleinen Menge Eisen als Tesseralkies (Co_2As_3) in zinnweißen Würfeln und Octaëdern von 6,78 specif. Gewicht, ferner mit Arseneisen, auch mit Arsennickel als Speiskobalt (11CoAs, 2FeAs und 8CoAs, 7FeAs, NiAs) in zinnweißen bis stahlgrauen, bunt angelaufenen, metallglänzenden, regelmäßigen Octaëdern und in derben Massen von 6,13 bis 7,0 specif. Gewicht und endlich mit Kobaltsupersulphid als Glanzkobalt oder Kobaltglanz (CoAs, CoS_2) in silberweißen, etwas röthlichen, lebhaft metallglänzenden Pentagonaldodecaëdern von 6,23 — 6,44 specif. Gewicht. Die angeführten Kobalterze werden zur Smaltebereitung benutzt und dabei als Nebenproduct Arsen und arsenige Säure gewonnen.

Die Verbindungen des Kobaltes mit den übrigen nichtmetallischen Stoffen (Wasserstoff-, Stickstoff-, Kohlenstoff-, Bor- und Kieselverbindungen sind ganz unbekannt), so wie auch die Legirungen haben kein besonderes Interesse.

---

12. Nickel.

Niccolum. Ni = 29,622 oder 369,675.

Das Nickel findet sich nicht sehr häufig und theils gediegen als Fossil und als Bestandtheil der meisten Meteorsteine, theils oxydirt, auch an Säuren

gebunden, theils geschwefelt oder arsenirt und mit andern Schwefel- oder Arsenmetallen verbunden. Es wird im Großen durch Reduction des Oxyduls mit Kohle, im Kleinen durch Erhitzen des oxalsauren Nickeloxyduls gewonnen.[76])

Das Nickel ist fast silberweiß, stark glänzend, hart, in Kälte und Wärme dehn- und streckbar, stark magnetisch, von 8,82 bis 8,93 specif. Gewicht, äußerst strengflüssig und nicht flüchtig.

Man verwendet das Nickel für sich zur Verfertigung von Magnetnadeln und mit Eisen zur Darstellung des Meteorstahls und mit Kupfer und Zink verbunden als Argentan.

Das Nickel verändert sich nicht an trockner oder feuchter Luft, läuft aber bei höherer Temperatur wie Stahl an und überzieht sich in der Glühhitze mit einem grünlichgrauen Oxyd und verwandelt sich bei fortgesetztem Glühen größtentheils in eine braune spröde Masse, welche jedoch noch dem Magnet folgt. Vor der durch Sauerstoffgas angefachten Weingeistflamme verbrennt es unter Funkensprühen und in der Glühhitze zersetzt es nur langsam den Wasserdampf, wobei es sich mit Oxydul bedeckt.

Das Nickeloxydul (NiO) entsteht auch beim Lösen des Metalles in Salpetersäure, Schwefelsäure oder Phosphorsäure, und wird durch Glühen des Oxydulhydrates oder des kohlensauren Salzes bei abgeschlossener Luft als ein dunkelaschgraues Pulver, bei der Wasserzersetzung durch glühendes Metall in kleinen hellolivengrünen Krystallen erhalten; es ist feuerbeständig und verbindet sich mit Wasser zu einem apfelgrünen Hydrat (NiO,HO), ferner mit Säuren und Basen.

Die Nickeloxydulsalze sind im wasserhaltigen Zustande grün, wasserfrei blaß-grünlichgrau und von süßlich-metallischem Geschmack; die Lösungen werden nicht durch Schwefelwasserstoff gefällt und geben mit Schwefelammonium einen permanenten schwarzen, mit den feuerbeständigen reinen oder kohlensauren Alkalien einen permanenten apfelgrünen und mit reinem oder kohlensaurem Ammoniak einen grünen, im Ueberschuß mit schön lasurblauer Farbe löslichen Niederschlag. Vor dem Löthrohr mit Soda auf der Kohle erhitzt, geben die Nickeloxydulsalze ein magnetisches graues Metallpulver und

mit Borax und Phosphorsalz geglüht gelbrothe Gläser. Von den Nickeloxydulsalzen hat nur das arsensaure Salz in sofern Interesse, daß es im basischen Zustande als Nickelocker ($AsO_5, 3NiO + 8HO$) in derben, erdigen, zerreiblichen, grünen Massen vorkommt.

Das Nickeloxyd (Ni_2O_3) findet sich natürlich als Nickelschwärze und bildet sich beim gelinden Glühen des salpetersauren Nickeloxyduls oder bei der Einwirkung von unterchlorigsaurem Natron auf Oxydulhydrat, ist schwarz, bildet mit Wasser ein schwarzes Hydrat (Ni_2O_3, HO), entläßt in der Hitze Sauerstoffgas und löst sich in Salzsäure unter Entwicklung von Chlor, in Ammoniak unter Freiwerden von Stickstoffgas.

Nickelchlorür (NiCl)

entsteht beim schwachen Glühen von feinzertheiltem Nickel in Chlorgas unter starker Feuerentwicklung und beim Lösen des Oxyduls oder Metalles in Salzsäure. Es stellt im wasserfreien Zustande blaßgelbe, in Masse goldgelbe, glänzende, zarte, talkartig anzufühlende Krystallschuppen dar und krystallisirt aus der Lösung mit 9 Mischungsgew. Wasser in smaragdgrünen Säulen, welche an der Luft zerfließen, in der Hitze schmelzen und gelb werden und zuletzt als wasserfreies Chlorür sublimiren. Die saure Auflösung ist zum Bruniren der Flintenläufe vorgeschlagen worden und die sehr verdünnte neutrale Lösung kann als sympathetische Tinte benutzt werden, da ihre unsichtbaren Schriftzeichen auf Papier beim Erwärmen desselben gelb werden.

Nickelsulphür (NiS)

bildet sich beim Erhitzen des Nickels mit Schwefel unter starker Feuerentwicklung und stellt eine speisgelbe, spröde, auf dem Bruch unebene, nicht magnetische Masse dar. Es findet sich natürlich als Haarkies in haarförmigen, regelmäßig sechstheiligen, messinggelben bis speisgelben Säulen, ferner mit Schwefeleisen als Eisennickelkies.

Nickelsulphid

findet sich mit Schwefelwismuth als Nickelwismuthglanz (Ni_2S_3, BiS) in silberweißen Octaedern.

Nickelsupersulphid (NiS_2)
findet sich mit Antimonnickel als Nickelspießglanzerz (NiS_2, NiS_6) in blei- bis stahlgrauen regelmäßigen Octaëdern.

Arsennickel
findet sich als Plakodin (Ni_4As) mit Spuren von Kobalt, Kupfer, Eisen und Schwefel in hellspeisgelben Krystallen, als krystallisirte Kobaltspeise (Ni_3As) zuweilen in Blaufarbenöfen in stark glänzenden, hell tombackfarbenen Krystallen, als Kupfernickel (Ni_2As und $Ni_2Sb + 11Ni_2As$ und $Ni_2Sb + 2Ni_2As$) in licht kupferrothen, doppelt sechsseitigen Pyramiden und als Arseniknickel oder Weißnickelerz ($NiAs$) in spröden zinnweißen Würfeln. Arsen verbindet sich ohne Feuererscheinung mit Nickel.

Antimonnickel (Ni_2Sb)
findet sich als Antimonnickelerz in lichtkupferrothen, stumpfen, doppelt sechsseitigen Pyramiden oder sechsseitigen Tafeln und als $NiSb$ mit Nickelsupersulphid im Nickelspießglanzerz. Das Nickel verbindet sich unter Entwicklung eines rothen Feuers mit Antimon.

Die bekannten Verbindungen des Nickels mit den übrigen nicht metallischen Stoffen haben kein technisches Interesse.

Unter den Legirungen des Nickels sind nur die mit dem Eisen (Meteoreisen und Meteorstahl unter Eisen zu vergleichen) und die mit Kupfer und Zink von Interesse. Während das Nickelzink sehr spröde ist und eine unansehnliche Farbe hat, besitzt das Nickelkupfer bei $^4/_{10}$ Nickel eine große Dehnbarkeit und silberweiße Farbe und behält diese Eigenschaften auch, wenn es mit Nickelzink verbunden wird. Eine solche gemischte Legirung aus Nickel, Kupfer und Zink ist von den Chinesen schon seit langer Zeit unter dem Namen Packfong und seit 100 Jahren in Suhl als Suhler Weißkupfer, aber erst in der neueren Zeit sind ähnliche Legirungen unter dem Namen Argentan, Neusilber und Maillechort auch an andern Orten zur Darstellung verschiedener Geräthschaften verfertigt worden. So eignet sich die Legirung aus

2 Th. Kupfer, 1 Th. Nickel und 1 Th. Zink für Löffel und Gabeln, die aus 5 Th. Kupfer, 2 Th. Nickel und 2 Th. Zink für Messer- und Gabelhefte, Lichtscheeren u. s. w., die aus 3 Th. Kupfer, 1 Th. Nickel und 1 Th. Zink zum Walzen. Ein Zusatz von 2 bis 3% Blei wird für gegossene Gegenstände, wie Leuchter, Sporen, Glocken u. s. w. benutzt, und durch $2\frac{1}{2}$ Procent Eisen oder Stahl wird die Legirung viel weißer, aber auch härter und spröder. Amerikanisches Neusilber besteht aus 24 Th. Nickel, 36 Th. Zink, 96 Th. Kupfer, 4 Th. Mangan, 2 Th. Silber, 2 Th. Zinn, 1 Th. Kobalt und 1 Th. Eisen. Das Argentan ist härter als Silber und sehr politurfähig, von silberweißer, etwas grauer Farbe, nur bei Eisengehalt etwas magnetisch und in starker Rothglühhitze schmelzbar, wobei, wenn Luft zutreten kann, das Zink verbrennt. Es wird nur wenig mehr von Essig, Olivenöl und Butter oxydirt, als 12löthiges Silber, und ist den mit Silber plattirten Waaren deßhalb vorzuziehen, weil es beim Abnutzen stets weiß bleibt und die Geräthschaften im unbrauchbaren Zustande von den Fabrikanten zu $\frac{2}{3}$ des Neusilberwerthes zurückgekauft werden.

---

13. Eisen.

Ferrum. Fe = 28,0 oder 350,0.

Das Eisen findet sich gediegen als Meteoreisen (ob tellurisches Eisen gediegen vorkommt, ist noch zweifelhaft), in verschiedenen Zuständen der Oxydation und mit Säuren verbunden, geschwefelt und arsenirt und dann gewöhnlich mit andern Schwefelmetallen verbunden. Das Eisen wird nur aus den Oxyden und einigen Salzen ausgebracht, indem diese meist erst geröstet, dann gepocht und endlich der Reduction mit Kohle unterworfen werden und das so erhaltene Roheisen dem Frischproceß unterworfen wird.[77])

Das reine Eisen ist im compacten Zustande zinnweiß, stark glänzend, äußerst dehnbar, von muschelig-krystallinischem Bruch und 7,84 specif. Gewicht, äußerst strengflüssig und schweißbar. Das Stabeisen, als die reinste im Großen zu erzielende Eisensorte, hat noch immer verschiedene fremde Stoffe,

wodurch abweichende Eigenschaften bedingt werden. Es hat auf dem frischen Bruche eine lichtgraue, einerseits ins Weiße, anderseits ins Dunkle sich ziehende, da aber, wo es der feuchten Luft ausgesetzt war, eine eisenschwarze Farbe; je stärker der Glanz bei graulichweißer Farbe hervortritt und wenn er schwächer bei lichter Farbe ist, um so besser ist das Stabeisen; spielt der Glanz aber ins Bläuliche, so ist das Eisen verbrannt. Das Stabeisen hat ursprünglich eine körnig-zackige Textur, welche aber durch das Schmieden sehr verändert wird und bei sehr häufiger Ausreckung des Stabes entsteht endlich die sehnige Textur, was ein Zeichen der großen Zähigkeit und Güte ist; die Sehnen oder Adern sind dann von lichter Farbe. Vielkantige, gröbere oder feinere, der Bruchfläche zuweilen ein schuppiges Ansehen gebende Körner sind Zeichen eines schlechten, brüchigen Eisens und sind diese schieferig, so ist das Eisen verbrannt, sind sie ganz flach und schuppig, so ist das Eisen kaltbrüchig und sind sie kantig und sehnig, so ist das Eisen schlecht gefrischt; rothbrüchiges Eisen hat immer lange Sehnen. Das zackig-körnige Eisen ist das dichteste und eignet sich besonders zum Poliren, das kantig-körnige und weiche aber nicht, jedoch ist kein Eisen frei von undichten Stellen, wodurch Schiefer entstehen. Man unterscheidet weiches und hartes Eisen; das erstere ist, wenn es weich und zähe, langsehnig und zwischen silberweiß und bleigrau geadert, von vorzüglicher Güte, wenn es aber kurzsehnig und auf dem Bruch zwischen bleigrau und schwarzgrau erscheint, mürbe, nicht fest und gehört zu den schlechtesten Eisensorten. Das harte, zähe Eisen, welches nur in dünnen Stäben ein silberweißes adriges Gefüge erhält, ist das beste Eisen und viel leichter schweißbar als das weiche Eisen, welches überhaupt dazu unbrauchbar ist.

Das Eisen, welches sich zwar bei der Schweißhitze gut schweißen läßt, aber bei abnehmender Temperatur, besonders bei der Rothglühhitze, durch Schmieden und sonstiges Bearbeiten an den Kanten Risse und Sprünge bebekommt, heißt rothbrüchiges Eisen und die Ursache dieser übeln Eigenschaft ist der geringste, chemisch kaum nachzuweisende Gehalt von Schwefel oder ein größerer Gehalt von Kupfer. Das Eisen, welches so wohl in der Kälte als in der Wärme brüchig ist, heißt rothbrüchiges Eisen, eine Eigenschaft, welche sich zeigt, wenn es nicht gehörig gefrischt worden ist; das Eisen, welches ohne Wärme leicht zerspringt, sonst aber leicht und gut schweißbar ist,

heißt kaltbrüchiges Eisen, und die Ursache ist ein Gehalt an Phosphor, der aber immer bedeutender, als im rothbrüchigen der Schwefelgehalt ist; auch Zinn, Arsen, Antimon und Chrom machen das Eisen kaltbrüchig. Faulbrüchiges Eisen ist hart und mürbe und enthält gewöhnlich Kiesel; sog. hadriges Eisen ist nicht schweißbar und enthält Calcium. Alles Stabeisen enthält bis zu $^1/_2$ Procent Kohlenstoff, wodurch es schweiß- und hämmerbar wird; erhitzt man gutes Stabeisen lange bei Zutritt der Luft, so verliert es, wahrscheinlich durch Verlust von Kohlenstoff, viel von seiner Zähigkeit und nähert sich in seinen Eigenschaften dem mürben, zähen Eisen; man nennt ein so verändertes Eisen verbranntes Eisen. Vermieden wird das Verbrennen des Eisens durch schnelle Erhitzung bei möglichst abgehaltenem Zutritt der Luft (unter einer Decke von Glühspan oder Schlacken, Sand).

Kein Metall hat eine solche verbreitete Anwendung wie das Eisen und keins ist für die Civilisation so unentbehrlich. Es dient in Form von Stäben, Platten, Draht, Blech (Schwarz- und Weißblech) zu den verschiedenartigsten Geräthschaften von dem gröbsten Werkzeug an bis zum feinsten Instrument, in welchem es über den Goldwerth gelangen kann.

Das Eisen verändert sich nicht an trockner Luft, wird aber an feuchter, kohlensäurehaltiger Luft oberflächlich und unter gleichzeitiger Bildung von Ammoniak oxydirt (in reinem von der Kohlensäure und atmosphärischen Luft getrenntem Wasser erleidet das Eisen ebenfalls keine Veränderung). Beim Erhitzen an der Luft färbt sich das Eisen an der Oberfläche und läuft an; kurz vor dem Glühen zeigt es eine dunkelblaue Farbe, was durch eine oberflächliche Oxydation bedingt ist. In der Rothglühhitze bedeckt es sich mit einer schwarzen Kruste, welche beim Hämmern abspringt (Hammerschlag) und ein Gemenge zweier Oxydationsstufen ist, die auch entsteht, wenn Eisen in Sauerstoffgas verbrannt wird, was unter lebhaftem Funkensprühen stattfindet (dieselbe Erscheinung zeigt auch das Eisen beim Schlagen an den Feuerstein, indem durch diesen kleine Theilchen Eisen abgerissen und durch die stattfindende Reibung so weit erhitzt werden, daß sie sich mit dem Sauerstoff der Luft unter Erglühen verbinden). Vor dem Knallgasgebläse erhitzt wird Eisendraht in ein Suboxyd

(Fe_4O) verwandelt. Das Eisen hat zwei basische Oxyde, welche mehre intermediäre Verbindungen bilden, und ein saures Oxyd.

Eisenoxydul.

Dieses enthält auf 28 Th. Eisen 8 Th. Sauerstoff, besteht also aus gleichen Mischungsgew. beider Stoffe und wird durch FeO (=36,0) bezeichnet. Es findet sich nie frei in der Natur, sondern stets mit Säuren oder mit Chromoxyd oder Eisenoxyd verbunden und bildet sich beim Ueberleiten von Wasserdämpfen über glühendes Eisen und beim Lösen desselben in solchen wäßrigen Säuren, welche nicht leicht Sauerstoff entlassen.[78])

Das Eisenoxydul ist schwarz, metallglänzend, magnetisch und nur bei sehr hohen Hitzgraden zu einer porösen, schlackigen, glanzlosen Masse schmelzbar und bildet mit Wasser ein weißes Hydrat, welches durch Kochen bei Abschluß der Luft das Hydratwasser verliert und schwarz wird und an der Luft schnell Sauerstoff anzieht, wobei es erst graugrün und zuletzt bräunlichgelb wird. Im geglühten Zustande ist das Eisenoxydul schwierig in Säuren löslich.

Die Eisenoxydulsalze sind im wasserfreien Zustande weiß, im wasserhaltigen grün, röthen, wenn sie in Wasser löslich sind, Lackmus und haben einen zusammenziehenden tintenartigen Geschmack. Sie oxydiren sich beim Zutritt der Luft höher, wobei sie erst gelblich nnd dann bräunlichgelb werden und, wenn sie in Wasser gelöst sind, ein basisches Oxydsalz absetzen. Nur die in Wasser löslichen Eisenoxydulsalze werden beim Glühen an der Luft zersetzt. Die Lösungen werden durch Stickstoffoxydgas, welches sie in großer Menge absorbiren, schwarz gefärbt und nicht durch Schwefelwasserstoff verändert, geben mit Schwefelammonium einen schwarzen, mit ätzenden und kohlensauren Alkalien einen weißen, allmählig graugrün und bräunlichgelb werdenden und mit Kaliumeisencyanür einen weißen, allmählig grün und zuletzt blau werdenden Niederschlag, werden in reinem Zustande nicht durch Galläpfeltinctur gefärbt und wirken auf die Salze des Goldes, Platins und Silbers und auf Indig reducirend. Vor dem Löthrohre mit Soda auf Kohle erhitzt, geben die Eisenoxydulsalze ein graues magnetisches Metallpulver und mit Borax und Phosphorsalz erhitzt in

der äußeren Flamme braunrothe, beim Erkalten farblos werdende, und in der inneren Flamme grüne Perlen.[79])

Kohlensaures Eisenoxydul (FeO, CO_2)

findet sich natürlich als Spatheisenstein oder Eisenspath in weißen, grau- oder isabellgelben, an der Luft dunkler werdenden, durchscheinenden Rhomboëdern fast immer mit kohlensaurem Manganoxydul, Kalk und Magnesia verbunden, als Junckerit in rhombischen Säulen und als Sphärosiderit in derben, kugeligen und nierenförmigen Massen vor, und auch in Kohlensäure gelöst als Bestandtheil der eisenhaltigen Mineralwässer. Künstlich dargestellt ist es ein weißer, lockerer, geruch- und geschmackloser, nicht in reinem, aber in kohlensaurem Wasser löslicher Niederschlag, welcher sich durch den Zutritt der Luft augenblicklich grünlich und dann braun färbt und in Eisenoxydhydrat übergeht. Das künstliche Salz wird als innerliches Heilmittel und zur Darstellung eisenhaltiger Mineralwässer, das natürliche aber zur Gewinnung von Rohstahleisen benutzt.

Schwefelsaures Eisenoxydul (FeO, SO_3),

bekannt als Eisenvitriol, grüner Vitriol oder Kupferwasser, findet sich als neueres Erzeugniß zerstörter Eisenkiese in Höhlen, Kohlengruben und alten bergmännischen Bauen als Kupferrauch und in Grubenwässern gewöhnlich mit Kupfervitriol gelöst, krystallisirt bei gewöhnlicher Temperatur in schiefen rhombischen Prismen ($FeO, SO_3 + 7HO$), bei 80^0 in geraden rhombischen Prismen ($FeO, SO_3 + 4HO$), ist bläulichgrün, verwittert an der Luft, schmilzt beim Erhitzen und entläßt das Krystallwasser, dabei zu einem weißen Pulver zerfallend, und verwandelt sich beim Rösten an der Luft in basisches Oxydsalz, welches bei höherer Temperatur die Schwefelsäure entläßt. Der Eisenvitriol wird zur Gewinnung der rauchenden Schwefelsäure, zur Darstellung verschiedener Eisenpräparate, des schwefelsauren Ammoniaks u. s. w., zur Abscheidung des Goldes, zum Schwarz- und Chemischblaufärben, zum Schwärzen der Hüte, zur Tintenbereitung, zur Desoxydation des Indigs in der Vitriolküpe, als Mittel gegen Holzschwamm und zu vielen anderen Zwecken, so wie auch in der Medicin benutzt.

Kieselsaures Eisenoxydul (FeO, SiO_3)

findet sich als neutrales Salz nicht vor, aber als $^1/_3$ basisches Salz ($SiO_3, 3FeO$) im Fayalit, als $^2/_3$ basisches Salz ($SiO_3, 2FeO$) im Chlorophäit, als $^1/_6$ basi-

sches Salz und mit Wasser verbunden (SiO_3, 6 FeO + 2 HO) im Siderosschilolith, ferner mit anderen meist basischen Silicaten als Knebelit, Krokydolith, Stilpnomelan und Karpholit und mit Eisenchlorid, Eisenoxydhydrat und kieselsaurem Manganoxydul als Pyrosmalith.

Phosphorsaures Eisenoxydul (PO_5, 2 FeO)

ist ein weißes, in Wasser unlösliches Pulver, welches an der Luft blau wird und findet sich im mehr basischen Zustande als Blaueisenerz oder Vivianit (PO_5, 3 FeO + 6 HO), als Anglarit (PO_5, 4 FeO + 4 HO), als Mullicit (PO_5, 3 FeO + 8 HO), mit basischem Mangansilicat (und Wasser) als Triplit, Hetepozit oder Heterosit und Huraulit, und mit Mangansilicat und Eisenfluorür als Eisenapatit.

Arsensaures Eisenoxydul

findet sich in einigen Mineralien mit Oxydsalz (vergl. S. 221).

Eisenoxydul-Chromoxyd (FeO, Cr_2O_3)

kommt natürlich als Chromeisenstein, in welcher ein Theil des Eisenoxyduls durch Magnesia und ein Theil des Chromoxydes durch Alaunerde vertreten ist (FeO, 5 MgO + 10 Cr_2O_3, 3 Al_2O_3 und 9 FeO, 8 MgO + 12 Cr_2O_3, 5 Al_2O_3) vor, findet sich zuweilen in regelmäßigen Octaëdern und Körnern, gewöhnlich derb, ist glänzend, zwischen stahlgrau und eisenschwarz, nicht oder schwach magnetisch und von 4,3 bis 4,5 specif. Gewicht. Es dient zur Darstellung des chromsauren Kalis und kann nicht auf Eisen benutzt werden.

Eisenoxydul-Eisenoxyd vergl. S. 221.

Eisenoxydul findet sich in lehmigem, mergeligem und thonigem Boden mit Eisenoxyd, wodurch die grüne, blaue und violette oder die braune, rothe und gelbe Farbe desselben bedingt wird. Es ist bei geringen Quantitäten den Pflanzen wohl nicht schädlich und mag wohl auch nur als solches von diesen aufgenommen und durch dieselben in den thierischen Organismus übergeführt werden; zugleich ist das Eisenoxydul mit Kieselsäure, Kohlensäure, Phosphorsäure und Thonerde verbunden und oft in so großer Menge vorhanden, daß die Unfruchtbarkeit solchen Bodens verursacht wird. Durch häufiges und tiefes Umpflügen dieser Bodenarten wird durch den vermehrten Luftzutritt eine höhere Oxydation des Oxyduls und dabei zugleich die Ammoniakbildung veranlaßt, wodurch nicht allein der Grund der Unfruchtbarkeit beseitigt, sondern auch ein wohlthätiger

Einfluß auf die Vegetation hervorgerufen wird. Boden mit schwefelsaurem und phosphorsaurem Eisenoxydul, wie mancher Moorboden, muß mit kalkhaltigem Sand untermischt und umgepflügt werden, wenn er fruchtbar werden soll.

Eisenoxyd.

Dieses enthält auf 56 Th. Eisen 24 Sauerstoff, besteht demnach aus 2 Mischungsgew. Eisen und 3 Mischungsgew. Sauerstoff und wird durch Fe_2O_3 (= 80,0) bezeichnet. Dieses findet sich natürlich, auch an Wasser und Säuren gebunden und bildet sich beim längeren Glühen des Eisens an der Luft, beim Lösen des Eisens in Salpetersäure u. s. w. und wird theils aus dem Hydrat, theils aus dem basisch-schwefelsauren Eisenoxyd gewonnen.[80])

Das Eisenoxyd findet sich als Eisenglanz oder Eisenglimmer in eisenschwarzen oder stahlgrauen, stark metallglänzenden Rhomboëdern oder in schuppigen Massen, deren dünne Blättchen das Licht mit rother Farbe durchfallen lassen, und ist von 5,25 specif. Gewichte; ferner kommt das Eisenoxyd als Rotheisenstein in stahlgrauen bis bräunlich- oder blutrothen, nierenförmigen, traubigen Massen von concentrisch-faseriger Textur (Glaskopf, Blutstein) oder schuppigen, meist zerreiblichen, stark abfärbenden oder derben und ockerigen Massen (Eisenschaum und Rotheisenocker) von 4,7 specif. Gewicht und als Martit in regelmäßigen Octaëdern krystallisirt vor. Es läßt sich auch künstlich in lichtbraunrothen bis schwarzen Blättchen darstellen, die beim Zerreiben wie die natürlichen Eisenoxyde ein braunrothes Pulver geben. Es bildet mit Wasser ein Hydrat und löst sich im geglühten Zustande nur schwierig in Säuren.

Das künstliche wie das natürliche Eisenoxyd wird zu mancherlei Zwecken verwendet, wie in der Oel-, Glas- und Porzellanmalerei, zum Anstrich von Holz- und Mauerwerk, zum Poliren von Glas, harten Steinen, Stahl, Gold und Silber (hier der Blutstein als Ganzes, welches besonders vorgerichtet wird oder das geschlemmte Oxyd), zum Belegen der Streichriemen für Rasir- und Federmesser, zum Entkohlen des Roheisens und Stahls, um diese weich

zu machen, zum Bruniren der Kupfergeschirre und zur Darstellung von schwefelsaurem Eisenoxyd, um aus diesem rauchende Schwefelsäure zu gewinnen; auch wird es medicinisch innerlich und zu einigen äußerlichen Heilmitteln benutzt. Das natürliche Eisenoxyd wird auch auf Eisen bearbeitet.

Das Eisenoxydhydrat bildet sich beim Rosten des Eisens an der Luft und bei der Einwirkung derselben auf Eisenoxydulhydrat oder kohlensaures Eisenoxydul und findet sich natürlich als Brauneisenstein in röthlichbraunen, stark glänzenden, krystallinischen, vielartig gruppirten Blättchen (Pyrosiderit, Göthit) oder in nelkenbraunen, kugeligen, nierenförmigen, traubigen Massen von schuppig-faseriger Textur (Lepidokrokit, brauner Glaskopf) oder derb, in Afterkrystallen, von muschligem, kleinkörnigem Bruch (Brauneisenocker) vor, in denen der Wassergehalt verschieden ist, so daß man $Fe_2O_3 + HO$, $2Fe_2O_3 + 3HO$ und $Fe_2O_3 + 2HO$ zu unterscheiden hat. Die sogenannten Braunerze enthalten neben Eisenoxydhydrat auch, da sie aus Spatheisenstein entstanden sind, Manganoxyd, Kalk und Magnesia. Ferner findet sich das Eisenoxydhydrat als Gelbeisenstein in faserigen, derben oder als gelber Ocker in erdigen, ockergelben Massen und als Raseneisenstein, Sumpf- oder Wiesenerz, mit kieselsaurem und phosphorsaurem Eisenoxydul, Manganoxyd, Humussäure und anderen Beimengungen in bräunlichgelben bis bräunlichschwarzen, auch ockergelben, derben, löcherigen, auch erdigen, mehr oder weniger fest verbundenen, auf dem Bruche muschligen Massen.

Das Eisenoxyd findet sich auch mit thonigen Fossilien und kohlensaurem Kalk in derben, bräunlichen, ganze Lager bildenden Massen als rother Thoneisenstein; auch das Eisenoxydhydrat findet sich mit thonigen Massen als brauner Thoneisenstein und mit viel Manganoxyd als Schwarzeisenstein, mit Thon und Sand gemengt als gelber Thoneisenstein, der oft kugelige Massen (Adlerstein, Klapperstein) oder Körner und stumpfeckige Stücke (Bohnenerz) bildet.

Verschiedene Arten des natürlichen Eisenoxydhydrates werden auf Eisen bearbeitet; das künstliche wird häufig als innerliches Heilmittel und als ein bewährtes Gegenmittel bei Vergiftungen mit arseniger Säure angewendet; auch benutzt man es als feine Malerfarbe und das natürliche, den gelben Ocker, als Anstrichfarbe.

Das Eisenoxyd findet sich als Hydrat in fast allen Bodenarten und scheint insofern für die Vegetation von Vortheil zu sein, als bei seiner Bildung aus

Oxydul und dessen Salzen wohl ebenfalls, wie beim Rosten des Eisens Ammoniak gebildet wird, welches für die Vegetation einen so wohlthätigen Einfluß ausübt.

Die Eisenoxydsalze, welche sich beim Lösen des Oxydes in Säuren und bei der Einwirkung der Luft auf Eisenoxydulsalze bilden, sind röthlichgelb oder braunroth, einige auch weiß; sind sie in Wasser löslich, so haben sie einen sehr herben Geschmack und röthen Lackmus, werden auch beim Glühen und beim Kochen ihrer sehr verdünnten Lösungen zersetzt und durch metallisches Zink, Zinkchlorür und, unter Abscheidung von Schwefel, durch Schwefelwasserstoff in Oxydulsalze verwandelt. Die Lösungen geben mit Schwefelammonium schwarze, mit reinen und kohlensauren Alkalien gelbbraune, mit Kaliumeisencyanür blaue und mit Galläpfeltinctur blauschwarze Niederschläge, die sämmtlich im Ueberschuß des Fällungsmittels unlöslich sind. Vor dem Löthrohre auf der Kohle mit Soda oder mit Borax und Phosphorsalz behandelt, verhalten sie sich wie die Oxydulsalze (vergl. S. 214 und 215).[81]

Salpetersaures Eisenoxyd ($Fe_2O_3, 3NO_5$)

ist nicht krystallisirbar, wird leicht feucht, löst sich in Wasser und Weingeist und dient theils zur Darstellung des Oxydes für die Glas- und Porzellanmalerei, theils in der Seidenfärberei und Kattundruckerei zum Schwarzfärben für den Handdruck.

Kohlensaures Eisenoxyd

ist für sich unbekannt, bildet aber Doppelverbindungen mit kohlensauren Alkalien, wie z. B. beim Fällen von Eisenoxydlösungen mit doppelt-kohlensauren Alkalien eine rothe Flüssigkeit und diese auch bei der Digestion des Eisenoxydhydrates mit doppelt-kohlensaurem Alkali entsteht.

Schwefelsaures Eisenoxyd ($Fe_2O_3, 3SO_3$)

findet sich natürlich mit 9 Mischungsgewichten Wasser verbunden als Coquimbit, ist im reinem Zustande weiß, pulverig und in Wasser, aber langsam, zu einer gelblichrothen Flüssigkeit löslich, die sich im concentrirten Zustande mit Weingeist vermischen läßt; es bildet mit den schwefelsauren Alkalien Doppelsalze. Dieses Salz wird zur Darstellung des Eisenoxydes und seines Hydrates, zur Gewinnung der rauchenden Schwefelsäure, zur Erzeugung von reinem und empyreumatisch-essigsaurem Eisenoxyd, zur Tintenbereitung, zum Blaufärben und zur

Darstellung des Berlinerblaues verwendet. Basische schwefelsaure Salze sind: $Fe_2O_3, 2\,SO_3$ findet sich, mit Wasser verbunden, als rothe Krystalle in den Kupfergruben von Fahlun und bildet sich beim Calciniren des Eisenvitriols und wird dann zur Gewinnung der Schwefelsäure benutzt. Fe_2O_3, SO_3 bildet sich neben der neutralen Verbindung bei der Einwirkung der Luft auf Eisenvitriollösung und kommt mit schwefelsaurem Kali verbunden ($4Fe_2O_3, SO_3 + KO, SO_3$ [oder NaO, SO_3] $+ 9\,HO$) als Gelbeisenerz vor. $SO_3, 2\,Fe_2O_3$ findet sich mit 6 Mischungsgewichten Wasser als Vitriolocker; das neutrale Salz findet sich auch mit Eisenoxydhydrat im Apatelit ($2\,Fe_2O_3, 3\,SO_3 + 2\,Fe_2O_3 + 3\,HO$) verbunden.

Kieselsaures Eisenoxyd

findet sich als neutrales Salz ($Fe_2O_3, 3\,SiO_3$) nur im Anthosiderit, als $^1/_3$, $^1/_6$ und $^1/_{12}$ basisches Salz (Fe_2O_3, SiO_3; $2\,Fe_2O_3, SiO_3$ und $4\,Fe_2O_3, SiO_3$) in mehreren Fossilien, wie mit Wasser als Nontronit und Traulith, mit Alaunerde und Wasser als Bol, Eisensteinmark, Plinthit, Gelberde und Rhodalith, mit kieselsaurem Kalk und Eisenoxydul als Wehrlit, mit diesen Silicaten und kieselsaurem Manganoxydul als Lievrit, mit kieselsaurem Eisenoxydul und Wasser als Pinguit und Hisingerit, mit kieselsaurem Natron als Achmit, mit kieselsaurem Kali, Eisenoxydul und Alaunerde als Lepidomelan u. s. w.

Phosphorsaures Eisenoxyd ($3PO_5, 2Fe_2O_3$)

ist ein weißes, wasserhaltiges unlösliches Pulver und findet sich im noch mehr basischen Zustande als Grüneisenstein ($PO_5, 2\,Fe_2O_3 + 5\,HO$) und als Delvauxit ($PO_5, 2Fe_2O_3 + 24\,HO$). Das Eisenblau oder natürliche Berlinerblau ist eine Verbindung von phosphorsaurem Eisenoxydul und basisch-phosphorsaurem Eisenoxyd.

Arsenigsaures Eisenoxyd

ist insofern von Wichtigkeit, als auf der Bildung eines sehr basischen und deßhalb unlöslichen Salzes die antidotische Wirkung des feuchten Eisenoxydhydrates bei Vergiftungen mit arseniger Säure beruht. Würde jedoch dieses Salz längere Zeit im Magen bleiben, so würde es sich durch den sauren Magensaft lösen und wieder als Gift wirken, weßhalb es bald durch abführende Mittel entfernt werden muß.

Arsensaures Eisenoxyd

findet sich im basischen Zustande als Eisensinter ($AsO_5, 2\,Fe_2O_3 + 12\,HO$) und mit arsensaurem Eisenoxydul verbunden als Skorodit ($2\,Fe_2O_3, AsO_5 + AsO_5, 2\,FeO$) in laubgrünen, durchscheinenden, perlmutterglänzenden Säulen und als Würfelerz ($2\,AsO_5, 3\,Fe_2O_3 + 2\,AsO_5, 3\,FeO + 18\,HO$) in durchscheinenden, olivengrünen, perlmutterglänzenden Würfeln und mit basisch-schwefelsaurem Eisenoxyd verbunden als Eisenpecherz oder Eisenresin ($2Fe_2O_3, AsO_5 + Fe_2O_3, 2\,SO_3 + 18\,HO$) in nierenförmigen, tropfsteinartigen, röthlichschwärzlichen oder gelblichbraunen, fettglänzenden, durchscheinenden und halbdurchsichtigen Massen.

Eisenoxyd-Oxydul

kann in mancherlei Verhältnissen bestehen; die bekanntesten Verbindungen sind: 1) der Hammerschlag ($Fe_2O_3, 6\,FeO$) macht die innere Schicht der beim Glühen des Eisens sich bildenden Oxyddecke aus und ist schwarzgrau, spröde, porös und wenig magnetisch; die äußere Schicht der Oxyddecke ist reicher an Eisenoxyd, röthlich, eisenschwarz, dicht und stärker magnetisch. Das Ganze der Oxyddecke soll sich durch $Fe_2O_3, 4\,FeO$ ausdrücken lassen. Der Hammerschlag wird beim Frischen des Eisens als gahr machendes Mittel und gepulvert zum Putzen von Eisen und Adouciren von Roheisen benutzt; wegen seiner Schwerlöslichkeit in Säuren läßt er sich nicht gut auf Eisensalze verwenden. 2) Magneteisenstein (Fe_2O_3, FeO) findet sich in graulicheisenschwarzen, magnetischen, regelmäßigen Octaëdern und Rhombendodecaëdern, in krystallinischen, derben und erdigen Massen vor; er wird auf Eisen verarbeitet. Man kennt auch ein grünes und ein schwarzes Eisenoxyd-Oxydulhydrat; letzteres wird medicinisch benutzt. Die Salze des Eisenoxyd-Oxyduls nähern sich in ihren Eigenschaften je nach dem vorherrschenden Gehalt an Oxydul oder Oxyd den Eisenoxydul- oder Eisenoxydsalzen.

Eisensäure (FeO_3) bildet sich beim Glühen der Eisenfeile mit der doppelten Menge Salpeter oder bei der Einwirkung von Chlor auf in starker Kalilauge suspendirtes Eisenoxydhydrat und ist nur in Verbindung mit Alkalien bekannt.

Eine Verbindung des Eisens mit Wasserstoff ist noch problematisch, während ein Stickstoffeisen (Fe_4N oder Fe_5N) beim mehrstündigen Leiten von kohlensäure- und wasserfreiem Ammoniakgas durch glühendes Eisen gebildet wird, weiß, spröde und selbst zerreiblich ist und sich gegen den Magnet und Säuren wie anderes Eisen verhält, jedoch leichter durch Wasser und Luft verändert wird.

Das Eisen nimmt Kohlenstoff auf beim Reduciren der Eisenerze durch überschüssige Kohle in einer zur Schmelzung hinreichenden Hitze, beim Schmelzen desselben mit Kohle und bei langsam bis zur Erweichung gesteigerten Glühhitze in Berührung mit kohlenstoffhaltigen Körpern.

Wird ein mit Kohle geschwängertes schmelzendes Gußeisen sehr schnell abgekühlt, so bleibt der Kohlenstoff mit dem Eisen chemisch verbunden und es entsteht das sogenannte Spiegeleisen, krystallisirtes Kohleneisen oder, da es zu Stahl benutzt wird, Rohstahleisen (Fe_4C), welches silberweiß, spröde und äußerst hart und von 7,6 specif. Gewicht ist; es löst sich vollständig in Salzsäure. Läßt man hingegen das mit Kohle geschwängerte Roheisen langsam erkalten, so scheidet sich fast aller Kohlenstoff in Form von Graphit aus und es hinterbleibt das graue Roheisen, welches ein Gemenge von fast reinem Eisen mit Graphit ist, welcher beim Lösen des Eisens in Salzsäure ungelöst bleibt; es hat alle Farbenabstufungen zwischen dem dunkelsten Schwarz und lichtem Grau. Das gewöhnliche Roheisen, wie es bei der Eisenbereitung gewonnen wird, ist spröder, härter und leichtflüssiger als Stabeisen, von 7,25 specif. Gewicht, rostet nicht leicht und wird in der Rothglühhitze nicht vom Schwefel angegriffen; es enthält verschiedene Mengen von Kohlenstoff. Auch das Stabeisen enthält immer etwas Kohlenstoff, der aber selten über $1/4$ Proc. beträgt und zum Theil chemisch gebunden, zum Theil aber nur gelöst ist. Wird es in Salzsäure gelöst, so hinterbleibt eine graphitähnliche, aber magnetische Masse, welche als FeC_3 zu betrachten ist.

Der Stahl ist ebenfalls ein Kohlenstoffeisen, welches in der Mitte zwischen Gußeisen und Stabeisen steht und sich manchmal zufällig bildet, wenn Roheisen nicht gehörig gefrischt wird (natürlicher Stahl, Frischstahl,

Rohstahl); die Platten desselben in Streifen zerschlagen und diese in Bündeln geschweißt und ausgestreckt, wodurch der Kohlenstoff gleichmäßiger vertheilt wird, geben den Gerbstahl. Wird reines Eisen in dünnen Stangen in verschlossenen Kästen, Krügen oder Tiegeln mit Kohlenpulver 5 bis 8 Tage roth geglüht oder wird über Eisenstangen, die in mit Thon gefütterten Gußeisenröhren bis zum Glühen gebracht worden sind, Leuchtgas geleitet, so erhält man den Brenn- oder Cämentstahl, und wird dieser unter einer Glasdecke ohne oder mit einem Zusatz von $^1/_{30}$ Kohlenpulver geschmolzen, so erhält man den Gußstahl. Der indische Stahl, Wooz, enthält etwas Aluminium und wird jetzt auch bei uns durch Zusammenschmelzen von Kohlenstoffeisen mit Alaunerde nachgeahmt. Dünne Eisenplatten können schnell in Stahl verwandelt werden, wenn man sie glühend mit gepulvertem Kaliumeisencyanür bestreut und dann wieder für sich glüht.[83])

Der Stahl enthält zwischen 0,8 und 1,5, Gußstahl sogar bis 3 Procent Kohlenstoff. Er ist weißer als Eisen und von größerer Elasticität und Härte (glühender oder geschmolzener Stahl langsam abgekühlt ist nur wenig härter als Eisen und nimmt eine eigenthümliche Structur an, die beim Aetzen des verarbeiteten Stahles mit verdünnten Säuren hervortritt; Damaststahl), von 7,79 bis 7,9 specif. Gewicht, nimmt den Magnetismus schwieriger an als das Eisen, hält ihn aber viel fester, schmilzt schwieriger als Gußeisen, aber leichter als Stabeisen, läuft beim Erhitzen leichter mit Farben an als das Eisen, rostet schwieriger als dieses, und verwandelt sich beim wiederholten Glühen an der Luft unter Verbrennung des Kohlenstoffes in Eisen. Der Stahl läßt sich mit vielen Metallen zusammenschmelzen und wird durch viele derselben, wenn sie in sehr kleinen Quantitäten zugesetzt werden, härter und spröder; so giebt ein Zusatz von 1 bis 2% Rhodium (auch Iridium und Osmium) einen durch große Härte und Festigkeit sich auszeichnenden und besonders für Rasir-, Feder- und chirurgische Messer und Grabstichel sich eignenden Stahl; Zusatz von Chrom oder Titan verursacht bedeutende Härte und Festigkeit und giebt zugleich einen ausgezeichneten Damast; Nickel veranlaßt zwar einen ausgezeichneten Damast, der Stahl (wegen des Vorkommens des Nickels im Meteoreisen auch Meteorstahl benannt) ist aber sehr dem Rost unterworfen; $1^1/_2$ Proc. Platin giebt ebenfalls einen sehr brauchbaren Stahl, welcher, obgleich sonst die electronega-

tiveren Metalle dem Stahl die Eigenschaft ertheilen, leicht zu rosten, sehr wenig zum Rosten geneigt ist.

Chemische Verbindungen des Eisens mit Kohlenstoff in bestimmten stöchiometrischen Verhältnissen kennt man nur zwei, nämlich das Eisencarburet (Fe_2C_3), welches sich beim Glühen des Berlinerblaus (Eisencyanürcyanid) in verschlossenen Gefäßen bildet, und das Eisensupercarburet (FeC_2), welche unter gleichen Umständen aus Ammoniumeisencyanür erhalten wird. Beide Verbindungen sind schwarz, pulverig, locker und bei gelinder Erhitzung verglimmbar. Das Supercarburet hat noch die besondere Eigenschaft, beim stärkeren Erhitzen in einem Raum von Stickstoffgas zu erglimmen, ohne sonst eine Veränderung zu erleiden.

Wird glühendes Eisen mit trocknem Chlorwasserstoffgas in Berührung gebracht, so bildet sich unter Freiwerden von Wasserstoffgas

Eisenchlorür,

welches auf 28,0 Th. Eisen 35,4 Th. Chlor enthält, also aus gleichen Mischungsgewichten beider Körper besteht und durch FeCl bezeichnet wird. Es bildet sich auch beim Lösen des Eisens in wäßriger Salzsäure oder beim Erhitzen desselben mit Salmiak.

Das Eisenchlorür stellt im wasserfreien Zustand weiße, atlasglänzende Blättchen oder Würfel dar, ist schmelzbar und flüchtig und wird beim Erhitzen an der Luft in sich verflüchtigendes Chlorid und zurückbleibendes Oxyd zersetzt. Aus der salzsauren Auflösung des Eisens krystallisirt es beim Verdampfen mit Wasser (FeCl, 4HO) in bläulichgrünen, geraden rhombischen Säulen, Tafeln oder Octaëdern, die an der Luft leicht zerfließen und sich oxydiren und beim Erhitzen Wasser, wasserfreies Chlorür und basisches Chlorid geben.

Die Lösung des Eisenchlorürs wird in der Kattundruckerei zur Darstellung des Fayenceblaus und bei der Kaltküpe zum Desoxydiren des Indigs benutzt, ist auch zum Bruniren von Flintenläufen vorgeschlagen worden, und wird auch medicinisch angewendet.

Wird das Eisen im glühenden Zustand mit trocknem Chlorgas in Berührung gebracht, so bildet sich

Eisenchlorid,

welches auf 56 Th. Eisen 106,3 Th. Chlor enthält, also aus 2 Mischungsgewichten Eisen und 3 Mischungsgewichten Chlor besteht und durch Fe_2Cl_3 bezeichnet wird. Dieses bildet sich auch bei der Einwirkung des Chlorgases auf Eisenchlorür, beim Erhitzen des letzteren in lufthaltigen Gefäßen, beim Glühen des calcinirten Eisenvitriols mit Chlorcalcium und im wasserhaltigen Zustand beim Lösen des Eisenoxyds in Salzsäure und bei der Behandlung der Eisenchlorürlösung mit Chlorgas oder Königswasser.[83])

Das wasserfreie Eisenchlorid stellt braune oder eisenschwarze, metallglänzende, mit Regenbogenfarben spielende Tafeln dar, zerfließt leicht an der Luft und löst sich unter Wärmeentwickelung in Wasser auf. Aus seiner Lösung krystallisirt es in wasserhaltigen (Fe_2Cl_3, 12HO), rothen, durchsichtigen, zerfließlichen Tafeln, welche über Schwefelsäure gebracht wieder zerfließen und dann morgenrothe Tafeln (Fe_2Cl_3, 5HO) geben. Das Eisenchlorid löst sich auch in Weingeist und Aether; die ätherische Lösung ist gelb, wird aber am Sonnenlicht unter Bildung von Eisenchlorür und Chloräther farblos, im Dunkeln jedoch wieder gelb. Das Eisenchlorid wird durch mehrmaliges Lösen in Wasser und Verdunsten theilweise zersetzt und verbindet sich in mehreren Verhältnissen mit Eisenoxyd.

Man benutzt das Eisenchlorid in der Seidenfärberei und zum Bruniren des Eisens; auch ist es ein sehr wichtiges Heilmittel.

Das Brom und Jod geben unter ähnlichen Umständen mit dem Eisen zwei Verbindungen, die aber nur von pharmaceutisch-medizinischem Interesse sind; auch kennt man ein Eisenfluorür und Fluorid.

Wird Eisen mit Schwefel vermengt, so bildet sich unter plötzlichem lebhaftem Erglühen (wenn der Schwefel nicht im Ueberschuß ist)

Eisensulphür,

welches auf 28 Th. Eisen 16 Th. Schwefel enthält, demnach aus gleichen Mischungsgewichten beider Körper besteht und durch FeS bezeichnet wird. Dieses findet sich in geringer Menge in vielen Meteorsteinen und zuweilen aus eisenvitriolhaltigen Grubenwässern durch verwesende organische Substanzen reducirt und dann gewöhnlich mit einer höheren Schwefelungsstufe gemengt, sonst häufig noch im Mineralreich, dann aber immer mit anderen Schwefelmetallen verbunden. Es bildet sich auch bei der Fällung eines Eisenoxydulsalzes mit Schwefelammonium und wird durch Erhitzen des Eisens mit Schwefel oder des Schwefelkieses mit Eisen dargestellt.

Das auf trocknem Wege dargestellte Eisensulphür ist graugelblich, etwas metallglänzend, magnetisch und nur in starker Glühhitze schmelzbar; das gefällte ist ein schwarzes, sich leicht an der Luft oxydirendes Pulver. Es löst sich in verdünnten Säuren unter Entwicklung von Schwefelwasserstoffgas und dient fast auch nur zur Darstellung dieses Gases.

Die Verbindung des Schwefels mit Eisen findet auch bei einer weit niedrigeren Temperatur statt, wenn jene fein zertheilt und mit Wasser befeuchtet sind, wo sich dann das Gemische nach und nach erwärmt und plötzlich unter Ausstoßen von Wasserdämpfen und der verbrennenden Dämpfe des überschüssigen Schwefels entzündet (künstliche Vulkane).

Eisensulphid (Fe_2S_3)

bildet sich beim Leiten von Schwefelwasserstoff über erhitztes Eisenoxyd und ist ein schwarzes, nicht magnetisches, im trocknen Zustand luftbeständiges, bei Gegenwart von Wasser sich leicht oxydirendes Pulver, welches beim Glühen $^2/_9$ Schwefel entläßt und sich in Säuren mit Hinterlassung von Schwefelsupersulphid und unter Entwickelung von Schwefelwasserstoff löst, also als eine Verbindung von $FeS + FeS_2$ betrachtet werden kann. Es findet sich in der Natur nur mit anderen Schwefelmetallen und namentlich mit Schwefelkupfer als Kupferkies (Fe_2S_3, Cu_2S). Es wird auf Kupfer- und Eisenvitriol benutzt.

Eisensupersulphid (FeS_2)

bildet sich beim Erhitzen des Eisensulphürs mit Schwefels und findet sich sehr häufig in der Natur als Schwefelkies oder Eisenkies in speisgelben, metall-

glänzenden, oft bunt oder messinggelb angelaufenen Würfeln, Octaëdern u. s. w., auch in drüsigen und kugeligen Massen, nierenförmig, zellig, derb und eingesprengt und giebt am Stahle Funken, auch als Strahlkies, Wasserkies oder Speerkies in lichten, speisgelben, metallglänzenden, geraden rhombischen Säulen und in Kugeln, Nieren, traubig, knollig und derb; giebt ebenfalls am Stahle Funken. Das Eisensupersulphid entläßt in der Hitze $^3/_8$ Schwefel und löst sich nicht in Säuren, wohl aber in Königswasser. Die natürlichen Kiese werden auf Schwefel, Eisenvitriol, zur Alaungewinnung, als Beschickung für Kupferkies, für arme Silbererze u. s. w. benutzt.

Beim Glühen des Schwefelkieses hinterbleibt $^8/_7$ Schwefeleisen (Fe_7S_8 oder $6FeS,FeS_2$), eine Verbindung, welche sich natürlich als Magnetkies oder Leberkies in gelben oder rothen, metallglänzenden, magnetischen, sechsseitigen Säulen findet. Außer diesen Schwefelungsstufen giebt es noch $^1/_8$ und $^1/_2$ Schwefeleisen (Fe_8S und Fe_2S), welche nur künstlich erzeugt werden können, so wie auch eine der Eisensäure in ihrer Zusammensetzung entsprechende Verbindung (FeS_3), welche man nur in Verbindung mit Schwefelalkalimetallen kennt.

Seleneisen und Tellureisen sind ohne technisches Interesse.

Boreisen ist noch unbekannt. Kieseleisen bildet sich bei der Einwirkung von Kieselerde und Kohle auf schmelzendes Eisen und ist deßhalb sehr oft ein Bestandtheil des Roheisens; Kiesel läßt sich auch mit Stahl verbinden und macht diesen ziemlich weiß.

Phosphoreisen

besteht in verschiedenen Verbindungsverhältnissen (genauer bekannt sind Fe_4P und Fe_3P_2) und bildet sich bei der Einwirkung des Phosphors auf erhitztes Eisen und beim Erhitzen des phosphorsauren Eisens mit Kohle; es ist weißer als Stahl, äußerst hart, spröde, leichtflüssiger als Gußeisen und macht einen Bestandtheil des kaltbrüchigen Eisens aus.

Arseneisen (Fe_2As)

bildet sich beim Erhitzen des Eisens mit Arsen, ist weiß, sehr spröde und

leicht zu pulvern, aber nicht schmelzbar. Einfach Arseneisen ($FeAs$) findet sich für sich als sogenannter weißer Arsenikalkies oder Giftgies eingesprengt und mit Eisensupersulphid als harter Arsenikalkies oder Giftgies, Mißpickel ($FeAs$, FeS_2) in silberweißen bis messinggelben, metallglänzenden, geraden rhombischen Säulen, auch nadelförmig, derb und eingesprengt.

Antimoneisen

bildet sich leicht beim Zusammenschmelzen beider Stoffe, ist sehr spröde und wenig magnetisch und sprüht als Fe_2Sb beim Feilen Funken.

Unter den Legirungen des Eisens ist nur das Eisennickel, welches bei 10% Nickel etwas gelblich und weniger schmiedbar als Eisen, aber auch weniger dem Rosten unterworfen ist, und das Eisenzinn, da es sich bei der Bereitung des Weißbleches oder verzinnten Eisenbleches bildet, zu erwähnen.

---

14. Mangan.

Manganium. Mn = 27,6 oder 344,68.

Das Mangan findet sich nie für sich, sondern stets mit anderen Stoffen und zwar am häufigsten oxydirt, dann auch mit Säuren verbunden, auch als Chlor-, Schwefel- und Arsenmangan. Es wird durch Desoxydation des reinen oder kohlensauren Manganoxyduls mit Kienruß im heftigsten Glühfeuer gewonnen.

Das Mangan ist gräulichweiß, sehr glänzend, feinkörnig, hart, brüchig und von 8,0 specif. Gewicht und schmilzt erst bei der heftigsten Ofenhitze. Hat keine Anwendung.

Das Mangan hat unter allen bis daher beschriebenen Metallen die größte Verwandtschaft zum Sauerstoff, indem es sich schon bei gewöhnlicher Temperatur an der Luft und unter Entwicklung eines übelriechenden Wasserstoffgases in Wasser oxydirt. Unter luftfreiem Wasser entsteht aus ihm nach längerem Aufbewahren ein grünes Oxyd, welches sich als Mn_2O betrachten ließe, wenn es sich in Säuren unter Entwicklung von Wasserstoffgas löste, was aber nicht

der Fall ist. Sehr schnell oxydirt sich das Mangan in wäßrigen Säuren theils unter Zersetzung des Wassers, theils unter Zersetzung der Säure. Das Mangan giebt überhaupt mit dem Sauerstoff fünf bestimmte Verbindungen und ein intermediäres Oxyd.

Manganoxydul.

Dieses enthält auf 27,6 Th. Mangan 8 Th. Sauerstoff, besteht also aus gleichen Mischungsgewichten beider Körper und wird durch MnO (= 35,6) bezeichnet. Es findet sich nie frei, sondern mit Säuren oder Manganoxyd verbunden und wird durch Glühen des kohlensauren Salzes bei Abschluß der Luft oder durch Glühen des Braunsteins in Wasserstoffgas oder durch Erhitzen von Manganchlorür mit kohlensaurem Natron und etwas Salmiak gewonnen.

Das Manganoxydul ist graugrün, geht langsam an der Luft, schnell bei Berührung mit einer glühenden Kohle in Oxyd über und bildet mit Wasser ein weißes Hydrat (MnO, HO) und mit den Säuren die Manganoxydulsalze, welche weiß oder blaßrosenroth und zum Theil in Wasser löslich sind und dann einen bitterlich-zusammenziehenden Geschmack besitzen. Die Lösungen werden nicht durch Schwefelwasserstoff gefällt und geben mit Schwefelammonium einen fleischrothen, mit den ätzenden Alkalien einen weißen, bräunlich werdenden, mit den kohlensauren Alkalien einen weißen und so bleibenden und mit Kaliumeisencyanür einen weißen Niederschlag; sämmtliche Niederschläge sind permanent und nur der durch kohlensaures und der noch nicht gebräunte durch reines Ammoniak erhaltene Niederschlag ist in Salmiak löslich. Vor dem Löthrohr mit Borax oder Phosphorsalz geschmolzen geben die Manganoxydulsalze in der äußeren Flamme amethystfarbene, in der inneren Flamme farblose Perlen. [84])

Kohlensaures Manganoxydul

wird als Hydrat ((2 MnO, CO_2 + HO) bei der Fällung eines Manganoxydulsalzes mit kohlensaurem Alkali als ein zartes, weißes, geschmackloses Pulver erhalten und findet sich mit kohlensaurem Eisenoxydul, Kalk und Magnesia als Manganspath oder Rothmanganerz in rosen- bis fleischrothen,

stumpfen Rhomboëdern, auch in kugeligen und derben Massen; ist auch ein Bestandtheil mancher Mineralwässer.

Schwefelsaures Manganoxydul (MnO, SO_3)

krystallisirt unter + 6° mit 7 Mischungsgewichten Wasser in schiefen rhomboidalen Prismen, zwischen 7 und 20° mit 5 Mischungsgewichten Wasser in rhombischen Säulen und zwischen 20 und 30° mit 4 Mischungsgewichten Wasser in geraden rhombischen Prismen, verliert das letzte Mischungsgewicht Wasser nur bei höherer Temperatur, löst sich leichter in kaltem als in heißem Wasser und bildet mit den schwefelsauren Alkalien Doppelsalze. Es wird in der Kattundruckerei zum Bister angewendet und wurde zur Desoxydation des Indigs in der kalten Küpe empfohlen, was sich aber nicht ausführbar bewiesen hat. Das schwefelsaure Manganoxydul wird in den Chlorfabriken in so großer Menge als Nebenproduct gewonnen, daß es den Bedarf für die Färbereien weit übersteigt und deßhalb zum Theil weggegossen werden muß. Es kann aber recht gut bei kalkreichem Ackerboden als Düngmaterial statt der Schwefelsäure benutzt werden, wenn man es im sehr verdünnten Zustand in den Boden bringt; es bilden sich Gyps und kohlensaures Manganoxydul, welches letztere sich aber unter Abscheidung von Kohlensäure in Manganoxydhydrat verwandelt und in diesem Zustand ohne nachtheilige Einwirkung auf die Vegetation ist.

Kieselsaures Manganoxydul

findet sich im basischen Zustand als rother Mangankiesel ($3 MnO + 2 SiO_3$) und schwarzer Mangankiesel ($3 MnO + SiO_3 + 3 HO$), mit kieselsaurem Eisenoxydul als Trostit und mit den Silicaten des Eisenoxydes und der Beryllerde und mit Manganoxydsulphür als Helvin.

Phosphorsaures Manganoxydul

findet sich als Gemengtheil eines französischen Sumpferzes.

Arsensaures Manganoxydul

findet sich im basischen Zustand mit basischen Silicaten von Kalk und Magnesia als Berzelit.

Das Mangan findet sich als Oxydul und Oxyd fast in allen Bodenarten, wenn auch häufig nur in Spuren, doch auch mitunter bis auf einige Procente. Das Oxydhydrat wird durch die Humusbestandtheile unter Mitwirkung der

Feuchtigkeit in kohlensaures Manganoxydul verwandelt, wodurch es die Eigenschaft erhält, in kohlensäurehaltigem Wasser löslich und von den Pflanzen aufgenommen zu werden. Es ist jedoch noch nicht entschieden, daß der gänzliche Mangel an kohlensaurem Manganoxydul auf die Vegetation von Nachtheil sei, während sich mit Gewißheit annehmen läßt, daß größere Mengen dieses Salzes für die Pflanzen nachtheilig sind.

Manganoxyd (Mn_2O_3)

entsteht bei der Einwirkung von Luft auf Oxydul; es ist schwarz oder dunkelbraun und findet sich natürlich als Braunit in braunschwarzen, halbmetallglänzenden, spitzen Quadratoctoëdern; es bildet mit Wasser ein leberbraunes Hydrat (Mn_2O_3,HO), welches natürlich als Manganit in großen, stahlgrauen, rhombischen Säulen vorkommt. Das Manganoxyd bildet nur mit wenigen Säuren die Manganoxydsalze, wird vielmehr von den meisten Säuren zu Oxydul zurückgeführt, verbindet sich aber auch mit mehreren basischen Oxyden und kommt in solcher Verbindung als Manganoxydoxydul im Hausmannit oder Psilomelan, auch schwarzer Glaskopf oder Schwarzeisenstein (MnO, Mn_2O_3) benannt, in braunen, derben Massen, mit Kupferoxydhydrat verbunden als Kupfermanganerz und mit Manganoxydul, Eisenoxydul, Zinkoxyd und Eisenoxyd verbunden als Franklinit vor. Der sogenannte Wad ist ebenfalls Manganoxydhydrat mit Eisenoxydhydrat und Baryt. Das Manganoxydhydrat dient in der Kattundruckerei zur Erzielung eines braunen Fonds.

Mangansuperoxyd.

Dieses enthält auf 27,6 Th. Mangan 16 Th. Sauerstoff, ist also eine Verbindung von 1 Mischungsgewicht Mangan und 2 Mischungsgewichten Sauerstoff und wird durch MnO_2 bezeichnet. Es findet sich sehr häufig im Mineralreich als Braunstein, Pyrolusit, Grau- oder Weichmanganerz und läßt sich auch künstlich erzeugen.

Das natürliche Mangansuperoxyd findet sich in strahlgrauen bis eisenschwarzen, geraden rhombischen Säulen oder krystallinischen Massen, ist ein guter Leiter der Elektricität und ein stark negativer Elektromotor, zerfällt beim Glühen in Sauerstoff und Manganoxydoxydul und löst sich in Salzsäure unter

Entwicklung von Chlorgas und in kalter Schwefelsäure zu einer purpurrothen Lösung von schwefelsaurem Manganoxyd, welche beim Kochen unter Sauerstoffentwicklung farblos wird. Es bildet mit Wasser mehrere künstlich zu erzeugende Hydrate, von denen auch eins natürlich als Groroilit und mit Eisenoxyd und Alaunerde verbunden als Manganoxydaluminit vorkommt.

Das Mangansuperoxyd dient zur Darstellung der Manganpräparate, des Sauerstoffes, des Chlors, zur Entfärbung des Glases, zur Erzeugung einer schwarzen Glasur für Töpferzeuge, zu violetten Farben auf irdenen Gefäßen und sehr häufig als Oxydationsmittel. Seine Güte oder der Gehalt der natürlichen Manganerze in reinem Superoxyd kann auf verschiedene Weise ermittelt werden.[85])

Mangansäure (MnO_3)

bildet sich beim Glühen der Manganoxyde mit reinen oder salpetersauren Alkalien, ist aber für sich noch unbekannt; ihre grünen Salze färben sich nach dem Lösen in Wasser an der Luft allmälig roth und violett und werden endlich farblos (daher die alte Benennung „mineralisches Chamäleon" für das mangansaure Kali) unter Abscheidung von Superoxydhydrat; durch organische Substanzen werden sie sogleich zersetzt.

Uebermangansäure (Mn_2O_7)

bildet sich durch Einfluß von Luft auf mangansaure Salze und beim Glühen eines Gemenges von Aetzkali, Mangansuperoxyd und chlorsaurem Kali; sie kann als eine strahlige Krystallmasse von dunkelcarminrother Farbe erhalten werden, hat einen süßlichen, dann bittern und herben Geschmack und giebt mit Wasser eine intensiv rothe Flüssigkeit, welche bei 30° und durchs Sonnenlicht zersetzt wird, auf die meisten Elemente oxydirend und alle organischen Substanzen zerstörend wirkt. Ihre Salze sind krystallisirbar und dunkelpurpurroth und wirken auf die Elemente und organischen Stoffe wie die freie Säure.

Kohlenstoffmangan

ist eine dem Graphit sehr ähnliche Masse und soll sich in den Höhlungen von Roheisen, welches aus manganhaltigen Eisenerzen gewonnen, vorfinden.

Manganchlorür (MnCl)

wird durch Glühen des Mangansuperoxyds mit Salmiak oder durch Lösen des ersteren in Salzsäure gewonnen, ist blätterig, krystallinisch, rothbräunlich, schmelzbar, nicht flüchtig, leicht zerfließlich und auch in Weingeist löslich und krystallisirt aus Wasser mit 4 Mischungsgewichten Wasser in farblosen oder rosenrothen, länglich-vierseitigen Tafeln. Es wird in der Kattundruckerei zur Erzeugung von braunen Gründen (Manganlüster) benutzt.

Man kennt auch noch zwei dem Manganoxyd und der Uebermangansäure entsprechende Chlorverbindungen (Mn_2Cl_3 und Mn_2Cl_7).

Schwefelmangan (MnS)

bildet sich bei der Einwirkung von Wasserstoffgas auf erhitztes Manganoxydul oder als Hydrat bei der Vermischung eines Manganoxydulsalzes mit einem Schwefelalkalimetall, und ist auf erstere Weise dargestellt ein grünes Pulver, auf nassem Wege gebildet ein fleischfarbener Niederschlag, welcher nach dem Trocknen und Erhitzen grün wird. Es findet sich natürlich als Schwarzerz oder Manganglanz in eisenschwarzen Würfeln, welche ein dunkelgrünes Pulver geben.

Arsenmangan

findet sich in grauweißen, harten, dem Pyrolusit ähnlichen Krystallen vor.

Aridium

ist ein angeblich neues, zwischen Eisen und Cer stehendes Metall, das mit Sauerstoff ein Oxydul und ein Oxyd bildet; die Lösung des letzteren wird durch Rhodankalium tief roth gefärbt und durch Schwefelalkalien schwarzgrün gefärbt.

Cerium

findet sich oxydirt und mit Kieselsäure verbunden im Cerit, mit kieselsaurer Yttererde im Gadolinit und mit kieselsaurer Alaunerde im Orthit, auch mit Fluor verbunden im Yttrocerit, ist braun, pulverig, unter dem Polirstahl stahlgrau und wenig glänzend, nur in heißem Wasser oxydirbar; es bildet mit Sauerstoff zwei Oxyde, Ceroxydul (CeO), welches weiß ist und farblose Salze giebt, und Ceroxyd von gelber Farbe, mit Säuren gelbe oder orangefarbene Salze bildend.

Didym

findet sich mit vorigem, ist als Oxyd (DO) braun, giebt mit Wasser ein bläulich-violettes Hydrat; die Salze sind amethystroth.

Lanthan

findet sich ebenfalls mit Cerium, ist dunkel bleifarben, metallglänzend und weich, schon bei gewöhnlicher Temperatur und im Wasser oxydirbar und beim Erhitzen wie Zunder brennbar; das einzige Oxyd (LaÖ) und dessen Hydrat ist weiß; letzteres färbt feuchtes rothes Lackmuspapier blau.

Zirkonium

findet sich mit Kieselsäure verbunden im Zirkon oder Hyacinth, einem zu den geringeren Edelsteinen gehörenden dunkelbraunen oder dunkelgelben, auch farblosen, glasglänzenden, durchsichtigen Stein, ferner als Silicat und mit kieselsaurem Natron, Kalk und Eisenoxyd und mit Chlornatrium verbunden im Eudyalit und mit Titansäure und mit Silicaten von Eisenoxydul, Magnesia und Kalk verbunden im Oerstedtit. Es ist schwarz, kohleähnlich, unter dem Polirstahl eisengrau und dunkel metallglänzend, verbrennt beim Erhitzen an der Luft vor dem Glühen ruhig, aber mit starkem Lichtglanz und bildet ein weißes Oxyd (Zr_2O_3); dieses wird nicht durch die Einwirkung des Wassers auf das Metall erzeugt und bildet mit Wasser ein weißes gallertartiges Hydrat (Zr_2O_3, 3 HO), welches im trocknen Zustand erhitzt plötzlich ein lebhaftes Licht verbreitet und nun nur noch in Schwefelsäure und Fluorwasserstoffsäure löslich ist. Die Salze sind meist basischer Beschaffenheit und im Wasser unlöslich, während die neutralen auf Lackmus röthend wirken. Bildet auch Verbindungen mit Alkalien.

Norium

ist ein nur sehr wenig bekanntes, im norwegischen Zirkon vorkommendes Metall.

Ilmenium

ist ein im Yttroilmenit vorkommendes problematisches Metall.

Donarium

ist ein im Zirkonsyenit von Brevig vorkommendes problematisches Metall.

Beryllium

findet sich oxydirt und mit Kieselerde verbunden im Phenakit, mit kieselsaurer Alaunerde als Beryll oder Smaragd, einem sehr

geschätzten grünen, blauen, gelben und weißen, durchsichtigen Edelstein und als Euklas, mit kieselsaurem Manganoxydul und Eisenoxyd und Manganoxysulphür als Helvin und mit Alaunerde im Chrysoberyll, ist dunkelgrau, schwach metallglänzend, in Luft und Wasser unveränderlich, in Säuren und fixen Alkalien unter Wasserstoffentwicklung löslich und verbrennt beim Glühen an der Luft mit glänzendem Licht. Sein Oxyd, die Beryllerde oder Glycinerde (Be_2O_3) ist leicht, weiß und unschmelzbar und bildet mit Wasser ein weißes, an der Luft Kohlensäure anziehendes Hydrat (Be_2O_3, 3HO) und mit den Säuren farblose, süßlich herbe schmeckende Salze; es verbindet sich auch mit Alkalien.

---

15. Alumium.

Aluminium. Al = 13,716 oder 171,167.

Das Alumium gehört zu den verbreitetsten leichten Metallen, findet sich aber niemals gediegen, sondern stets oxydirt und dann mit Wasser, Säuren und Basen verbunden; auch hat man es mit Fluor verbunden aufgefunden. Es wird aus seiner Chlorverbindung durch Erhitzen mit Kalium abgeschieden.

Das Alumium ist grau, pulverig, unter dem Polirstahl zinnweiß, mit metallglänzenden, sehr geschmeidigen Kugeln untermischt, von 2,6 specif. Gewicht und ein Nichtleiter der Electricität; hat für sich keine Anwendung, macht jedoch einen Bestandtheil des indischen Stahles (Wootz) aus.

An der Luft bleibt das Alumium unverändert; mit kochendem Wasser entwickelt es Wasserstoffgas und bei sehr starker Erhitzung verbrennt es an der Luft mit glänzender Flamme zu

Alumiumoxyd,

welches auf 27,4 Th. Metall 24 Th. Sauerstoff enthält, also eine Verbindung von 2 Mischungsgew. Alumium und 3 Mischungsgew. Sauerstoff ist und durch

Al_2O_3 (=41,4) bezeichnet wird. Das Alumiumoxyd, welches wegen seiner erdigen Beschaffenheit und seines Vorkommens in dem Alaun und Thon gewöhnlich Alaunerde oder Thonerde genannt wird, findet sich frei und mit Wasser, Säuren und Basen verbunden und wird rein aus eisenfreiem Alaun durch Fällung mit kohlensaurem Alkali, Lösen des Niederschlages in Salzsäure, Fällung der Lösung mit Ammoniak und Trocknen und Glühen des Niederschlags erhalten.

Die Alaunerde findet sich fast rein im Korund und zwar 1) als Saphyr von blauer, rother, gelber, violetter und grüner, oft auch gestreifter und ohne Farbe, reiner Durchsichtigkeit und starkem Glasglanz (der blaue heißt Saphyr, der rothe orientalischer Rubin, der gelbe orientalischer Topas, der violette orientalischer Amethyst, der grüne orientalischer Smaragd, der farblose Leukosaphyr); 2) als Demantspath in haarbraunen, schwach durchscheinenden Krystallen oder derben Stücken und 3) als Smirgel in dunkel bläulichgrauen, durchscheinenden, schimmernden kleinen Stücken. Diese Fossilien sind nächst dem Diamant die härtesten Körper, von 3,9 bis 4,1 specif. Gewicht und in Säuren unlöslich. Die auf dem Wege der Kunst abgeschiedene Alaunerde ist weiß, locker pulverig, im Ofenfeuer nicht, vor dem Knallgasgebläse zu einem farblosen Glas schmelzbar und von 2,0, nach dem heftigen Glühen von 4,15 specif. Gewicht. Die ungeglühte Alaunerde löst sich leicht in Säuren und feuerbeständigen Alkalien, die geglühte nur schwierig in Säuren und beim Schmelzen mit Alkalien.

Mit Wasser bildet die Alaunerde zwei Hydrate nämlich $Al_2O_3 + HO$, welches sich natürlich als Diaspor in durchscheinenden, körnig-krystallinischen Massen findet, und $Al_2O_3 + 3HO$, welches sich als Gibbsit stalactitisch und von durchscheinender und faseriger Beschaffenheit vorfindet und künstlich aus einem Alaunerdesalz durch Fällung mit überschüssigem Ammoniak erhalten wird und im frisch gefällten Zustande gallertartig, trocken aber fest und durchscheinend ist. Das letztere Hydrat findet sich auch mit phosphorsaurem Bleioxyd ($6Al_2O_3, 3HO + PO_5, 3PbO$) im Bleigummi von Huelgont.

Die Saphire gehören nächst dem Diamant zu geschätztesten Edelsteinen und der rothe wird sogar, wenn er rein ist, höher im Preise geachtet (wird auch jetzt künstlich gemacht). Der Demantspath dient zum Schleifen und Po-

liren der Edelsteine, der Smirgel zu gleichem Zweck, zum Zerschneiden derselben, zum Feinschleifen von Glas- und Stahlwaaren, schneidender und scharfer Werkzeuge, zur Entfernung des Rostes von Stahlwaaren u. s. w., wozu er auf Papier oder Leder (Smirgelpapier, Rasirmesserstreichriemen) befestigt wird. Die reine Alaunerde ist in der Oelmalerei zur Verminderung des Lasirens empfohlen worden.

Die Alaunerde fehlt zwar nie in einem cultivirten Boden (vergl. unter kieselsaurer Alaunerde), scheint aber kein wesentlich nothwendiger Bestandtheil des Pflanzenorganismus zu sein, da sie selten in erheblicher Menge in den Pflanzen gefunden wird.

Die Alaunerdesalze sind farblos oder weiß, und die löslichen röthen Lackmus und haben einen süßlichen, zusammenziehenden Geschmack. Die Lösungen geben mit den Schwefelalkimetallen und reinen und kohlensauren Alkalien weiße Niederschläge, die sich in einem Ueberschuß von Aetzkali wieder lösen und im sehr concentrirten Zustande mit schwefelsaurem Kali oder Ammoniak krystallinische Absätze, die sich in mehr Wasser lösen. Sie werden, mit Ausnahme der mit feuerbeständiger Säure, in der Glühhitze zersetzt und geben beim Glühen mit salpetersaurem Kobaltoxyd vor dem Löthrohre schön blaue Pulver.[86])

Schwefelsaure Alaunerde (Al_2O_3, 3 SO)

findet sich natürlich als Federalaun, Haarsalz oder Davyt und krystallisirt, künstlich erzeugt, schwierig in perlmutterglänzenden Blättchen mit 18 Mischungsgewichten Wasser, löst sich reichlich, nach dem Erhitzen schwierig in Wasser und ist luftbeständig. Wird auf Alaun, in der Färberei und als Reagens auf Kali- oder Ammoniaksalze benutzt; mehr ist ihr Doppelsalz mit schwefelsaurem Kali, der Alaun, im Gebrauch; überhaupt verbindet sich die schwefelsaure Alaunerde mit den schwefelsauren Alkalien zu Doppelsalzen, welche Alaune genannt werden und von denen bei den betreffenden Salzen gehandelt wird. Auch verbindet sie sich mit anderen schwefelsauren Salzen, deren Basis eine der Alaunerde analoge Zusammensetzung haben.

2/3 schwefelsaure Alaunerde (Al_2O_3, 2 SO_3)

findet sich mit etwas Eisenvitriol natürlich und wird bei der Digestion des

neutralen Salzes mit Alaunerdehydrat gebildet; zerfällt beim Kochen mit Wasser in das neutrale Salz und in Alaunerdehydrat.

$^1/_3$ schwefelsaure Alaunerde (Al_2O_3, SO_3)

findet sich mit 9 Mischungsgewichten Wasser als Aluminit in weißen, feinerdigen, undurchsichtigen Stücken und wird bei der Fällung des neutralen Salzes mit Ammoniak gebildet; ist in Wasser unlöslich.

Als intermediäre schwefelsaure Salze der Alaunerde sind zu betrachten diejenige Verbindung, welche sich aus mit Alaunerdehydrat gesättigter verdünnter Schwefelsäure nach jahrelangem Aufbewahren als Rinde ($3Al_2O_3 + 4SO_3 + 30HO$ oder $Al_2O_3, SO_3 + (2Al_2O_3, 2SO_3) + 30HO$) absetzt und der Pissuphan ($5Al_2O_3 + 2SO_3 + 30HO$ oder $2(Al_2O_3, SO_3) + 24HO + 3[Al_2O_3, 3HO]$), in welchem jedoch ein Theil der Alaunerde durch Eisenoxyd vertreten ist. Die $^2/_3$ und $^1/_3$ schwefelsaure Alaunerde bildet mit schwefelsaurem Kali Doppelsalze.

Kieselsaure Alaunerde

findet sich in verschiedenen Verbindungsverhältnissen, und zwar sind die vorzüglichsten Mineralien:

$Al_2O_3, 3SiO_3$ als Agalmatholit;

$Al_2O_3, 3SiO_3 + KO, SiO_3$ als Feldspath;

$Al_2O_3, 3SiO_3 + KO\ (NaO), SiO_3$ als Albit;

$Al_2O_3, 3SiO_3 + 3HO$ als Cimolit;

$Al_2O_3, 2SiO_3 + 3HO$ als Razoumoffskit;

$Al_2O_3, 2SiO_3 + 6HO$ als Bol oder Erinit;

$Al_2O_3, 2SiO_3 + NaO, SiO_3$ als Natronspodumen;

$Al_2O_3, 3SiO_3 + 2(NaO, LiO), SiO_3$ als Spodumen;

$3(Al_2O_3, 2SiO_3) + (3KO + 2SiO_3)$ als Leucit;

$3(Al_2O_3, 2SiO_3) + (3NaO + 2SiO_3) + 6HO$ als Analcim;

Al_2O_3, SiO_3 als Bucholzit;

$Al_2O_3, SiO_3 + 2HO$ als Pholerit;

$5(Al_2O_3, SiO_3) + Al_2O_3, 3HO$ als Wörthit;

$Al_2O_3, SiO_3 + (NaO, CaO), SiO_3$ als Labrador oder Glaukolith.

$Al_2O_3, SiO_3 + (NaO, KO), SiO_3$ als Ryakolith;

$2(Al_2O_3, SiO_3) + SiO_3, 2(KO, NaO)$ als Nephelin;

$Al_2O_3, SiO_3 + NaO, SiO + 2HO$ als Natrolith;

$4(Al_2O_3, SiO_3) + (3NaO [LiO] + 4SiO)$ als Petalit;

$3(Al_2O_3, SiO_3) + NaCl + SiO_3, 3NaO$ als Sodalith;

$2Al_2O_3, SiO_3 + SiO_3, 2NaO + CaO, CO_2$ als Cancrinit;

$4(Al_2O_3, SiO_3) + SiO_3, 3(KO, CaO)$ als Diploit;

$(3[Al_2O_3, SiO_3] + SiO_3, 3NaO + 3HO) + 3(3[Al_2O_3, SiO_3] + SiO_3, 3CaO + 9HO)$ als Comptonit;

$3Al_2O_3 + 2SiO_3$ als Talksteinmark, Disthen und Andalusit oder Chiastolith;

$2Al_2O_3 + SiO_3$ als Cyanit;

$4Al_3O_3 + 3SiO_3$ als Andalusit;

$3Al_2O_3 + 4 SiO_3 + 6HO$ als Kaolin;

$3Al_2O_3 + SiO_3$ als Kollyrit, und

$3Al_2O_3 + SiO_3 + 6HO$ ist die Formel für die meisten Thonarten.

Der Thon selbst ist das Resultat der Verwitterung alaunerdehaltiger Fossilien, welche durch den Einfluß des Wassers und der Kohlensäure und in Folge der veränderlichen Witterungsverhältnisse des größten Theiles der Alkalien und eines Theiles Kieselsäure beraubt und so in amorphe kieselsaure Alaunerde ($SiO_3, 3Al_2O_3$) mit einem geringen Rückhalt an kieselsaurem Alkali, gemengt mit mehr oder weniger unzersetztem Fossil und freier Kieselerde, verwandelt werden.

Der Thon findet sich nicht selten an den Orten, wo er entstanden ist, im Urgebirge oder Trümmern desselben, mit Quarz und Glimmer gemengt, was anzeigt, daß er aus Feldspath und Feldspathgesteinen hervorgegangen, wofür auch spricht, daß er bisweilen noch die Form des Feldspathes besitzt. Diese Art von Thon wird Porzellanthon, Porzellanerde oder Kaolin genannt und ist weiß und sehr fein, doch etwas rauh anzufühlen und wird durch Wasser nicht plastisch, d. h. ist nicht formbar und erhärtet auch nicht für sich im Feuer; um letzteres hervorzurufen, wird er für die Porzellanfabrikation mit Feldspathpulver vermischt.

Der Thon wird sehr leicht vom Wasser aufgeschlemmt und durch fluthendes Wasser weggeführt, aber an ruhigen Orten wieder abgesetzt. Auf diese Weise sind die Thonlager entstanden, welche weit verbreiteter als der Porzellanthon,

aber auch unreiner als dieser sind, indem das Wasser mit dem Thon gleichzeitig andere Substanzen aufschlemmte und diese mit jenem und den in Wasser gelösten Bestandtheilen an ruhigen Orten absetzte. Dieser Thon hat wegen der fremden Beimischungen an Kieselsäurehydrat, kohlensaurer Kalkerde und Magnesia, Eisen- und Manganoxyd, Quarzsand, Glimmer, bituminösen und kohligen Theilen verschiedene physikalische und chemische Eigenschaften, aber die allgemein, daß er sich mit Wasser zu einer bildsamen Masse anrühren läßt und wird deßhalb im Allgemeinen plastischer Thon genannt.

Der plastische Thon, welcher wenig fremde Beimengungen enthält und mit Wasser einen zähen Teig, mit wenig Wasser eine bildsame Masse bildet, heißt fetter Thon, während solcher, der wegen eines größeren Gehaltes an Kieselerde weniger bildsam ist, magerer Thon genannt wird. Der fette Thon wird durch sein Verhalten im Feuer in feuerfesten und schmelzbaren Thon unterschieden; zu ersterem gehören diejenigen Thonarten, welche kein oder nur wenig Eisenoxyd und gar keine kohlensaure Kalkerde und Magnesia enthalten, nur im stärksten Feuer zusammensintern und sich dabei weiß brennen (Pfeifenerde). Der schmelzbare Thon enthält mehr oder weniger Eisenoxyd, Kalk und Magnesia, und schmilzt bei strengem Feuer zu undurchsichtigen Schlacken zusammen. Man unterscheidet folgende Arten dieses Thones:

1) Gemeinen Töpferthon, welcher sich sehr häufig im aufgeschwemmten Lande und im Braunkohlengebirge auf Lagern und häufig mit Quarzsand begleitet findet; er ist weiß, grau durch alle Nüancen, bläulich und gelb, leichter zerreiblich als die feuerfesten Thonarten, hängt stark an der Zunge, fühlt sich etwas fettig an, färbt etwas ab, zerfällt in Wasser und giebt damit einen zähen Teig, brennt sich bei schwacher Glühhitze hart und weiß, bei Gehalt an Eisen gelb oder roth, und schmilzt bei strengem Feuer an den feinsten Kanten zu einem Glase.

2) Schieferigen Töpferthon oder Letten, welcher sich vorzüglich an den Ufern von Seen und Flüssen, in allen See- und Flußbetten und als Unterlage des Torfes findet; er ist sehr fett, durch Gehalt von Kohle schwarz oder schwärzlich, durch beigemengten Glimmer schiefrig, saugt sehr viel Wasser ein und hält es sehr fest und bildet damit eine sehr zähe Masse. Er wird als Bau-

stein besonders für Gewölbe benutzt, taugt jedoch nicht zum Straßen- und Wasserbau. Abarten sind

a) Schieferthon, welcher fest, durch Bitumen oder Kohle grau oder schwarz gefärbt ist, ein dick- und gerade-, seltner ein krummschiefriges Gefüge hat, zuweilen bedeutende Mengen von Schwefeleisen enthält und bei Ueberschuß von Quarzkörnern in den Kohlensandstein, bei Vorherrschung des Kohlengehaltes in Brandschiefer übergeht. Der Schieferthon liefert durch Verwitterung einen thonigen, schweren, nassen und für die Cultur ungünstigen Boden, der durch Sand, besonders durch Kohlensandstein verbessert werden kann.

b) Thonschiefer ist ein scheinbar gleichartiges Gemenge von sehr kieselreichem Thon mit Theilchen von Glimmer, Quarz, Hornblende und Feldspath, von ausgezeichnetem schiefrigem Gefüge und grauer, grüner und schwarzer, selten von röthlicher Farbe. Er verwittert ziemlich leicht, löst sich in Blättchen ab, zerbröckelt und giebt nach und nach ein Haufwerk von sehr kleinen Schiefern, die endlich zu einem Lehmboden zerfallen, welcher für die Vegetation sehr günstig ist und auf welchem besonders Waldungen gut gedeihen. Der Dachschiefer ist ein sehr grusarmer, aber so stark von Kohle durchdrungener Thonschiefer, daß er dunkelgrauschwarz oder sammtschwarz erscheint; er zeichnet sich durch seine dünne und geradeschiefrige Structur aus und wird als Bekleidung für Dächer und Hauswände, und zum Beschreiben benutzt. Der zersetzte Dachschiefer zeigt sich für die Vegetation nicht günstig, da er im Sommer schnell austrocknet und sich wegen seiner schwarzen Farbe beim Auffallen der Sonnenstrahlen stark erhitzt; jedoch gedeiht auf dachschieferhaltigen Boden der Weinstock gut.

3) Lehm ist ziemlich verbreitet und findet sich im aufgeschwemmten Lande und in den jüngeren Kalk- und Sandsteinformationen in mehr oder weniger mächtigen Lagern. Er ist mehr oder weniger sandig, zerreiblich und durch Eisenocker gelb oder röthlich gefärbt, fühlt sich wenig fettig an, saugt sehr begierig Wasser auf, zerfällt und erweicht darin, ist weniger plastisch als die beschriebenen Arten, brennt sich roth und schmilzt bei strengem Feuer zu einer grauen Schlacke. Durch Vorwalten von Sand geht der Lehm in Sandmergel, durch

Vorwalten von Kalk in Kalkmergel und durch Zurücktreten von sandigen und Kalktheilen in Töpferthon über.

4) Kalkhaltigen Thon, ist der Kalkmergel (wovon beim kohlensauren Kalk) und der Thonmergel. Dieser ist grau- oder gelblichweiß, grünlich, röthlich, bräunlich, gestreift und gefleckt, derb, doch auch weich und zerreiblich, im frischen Zustande nicht selten weich, wird beim Liegen an der Luft hart, verläuft häufig in Töpferthon und Lehm und bildet die mächtige Grundlage von einem großen Theile Norddeutschlands und von Jütland. Hierher sind noch zu rechnen die Mergelerde, entstanden durch Verwitterung des Stinkkalks und aus Thon, Kalk, Bitumen und etwas Kieselsäure bestehend; sie ist braun oder grau, feinerdig, bald mehr thonig, bald mehr sandig, quillt mit Wasser zu einem schwarzen Schlamme auf und kommt in Flötzen unter der Dammerde besonders in Mitteldeutschland vor. Löß ist ein aus Thon, Sand und Kalk bestehendes Gemenge von erdigem Bruch und schmutzig gelbgrauer Farbe; er enthält häufig Kugeln von verhärtetem Mergel, Land- und Süßwassermuscheln und Knochenüberreste, und giebt bei angemessenem Sandgehalt und hinreichender Düngung einen trefflichen Ackerboden.

5) Ocker enthaltenden Thon; hierzu gehören

a) Röthel oder die rothe Kreide, welche derb und von erdigem Bruch vorkommt, bräunlichroth bis blutroth, abfärbend und schreibend und ein inniges Gemenge von Thon und rothem Eisenocker ist und mitunter von letzterem so viel enthält, daß sie zum rothen Thoneisenstein gerechnet wird. Dient im zerschnittenen Zustande oder besser geschlemmt und mit Gummilösung angemacht als Rothstift. Hierher gehört auch der Bolus, welcher fester und feiner als Röthel ist und jetzt in der Türkei zur Fabrikation beliebter Pfeifenköpfe und poröser, zum Abkühlen von Getränken dienender Gefäße verwendet wird; beide Arten werden auch häufig als Anstrichfarben benutzt.

b) Gelber und brauner Ocker, welche in verschiedenen Farbentönen durch gelbes und braunes Eisenoxyd gefärbte, erdige, eingesprengte oder knollige thonige Massen sind. Hierher gehören auch die gelbe Erde, welche derb, feinerdig, sehr weich, matt, ockergelb, fettig anzufühlen und etwas abfärbend ist, und die grüne Erde, welche in seladongrünen, derben, mandel-

förmigen, fettig anzufühlenden Massen vorkommt. Man gebraucht diese Thonarten als Anstrichfarbe, die gelbe Erde auch zum Gelbfärben des Sämischleders.

Die verschiedenen Thonarten werden außer den bei ihnen angeführten Verwendungen noch zu gebrannten Waaren, wie Ziegelsteinen, Dachziegeln und Dachpfannen, gebrannten Steinmassen, zur Fabrikation der irdenen Waaren (englischem Steingut, Fayence, gewöhnlichem Töpferzeug, Schmelztiegel, Retorten, Pfeifen, Steinzeug und Porzellan)[87]), sonst noch zum Decken des Zuckers, zur Alaunfabrikation, zum Wasserbau und überhaupt als Material zur Verhütung des Eindringens von Wasser, als körpergebende Substanz für viele Farbestoffe, zum Reinigen der Wolle von Fett (Walkerde) und zu vielen anderen Zwecken benutzt. Manche Arten von Thon, besonders weicher bituminöser, wird von uncultivirten Völkern und selbst bei Hungersnoth in manchen Gegenden Europas genossen.

Der Thon ist ein wesentlicher Bestandtheil eines guten, fruchtbaren Ackerbodens, indem er dem Bodengemenge Bindigkeit und inneren Zusammenhang ertheilt, durch seine starke wasserbindende Kraft die schnelle Verdunstung des Wassers und dadurch bedingtes schnelles Austrocknen verhindert und zugleich ein Bindungsmittel für das durch Regenwasser dem Boden zugeführte Ammoniak ist. Zugleich entläßt der Thon an das kohlensäurehaltige Wasser Kali und Kieselsäure in einem Zustande, daß sie von den Pflanzen assimilirt werden können.

In reinem Thon und Letten wächst jedoch nichts, weil sie in nassem Zustande fest und dicht sind, der Luft keinen Zutritt gewähren und jeden Wechsel derselben verhindern. Im trocknen Zustande werden sie spröde und hart und halten das hygroscopische Wasser sehr fest, ja sie entziehen in diesem Zustande selbst den Pflanzen Wasser, welches sie aus der Luft angezogen hatten. Außerdem enthalten diese Thonarten das Eisen und Mangan in einem Zustande der Oxydation, in welchem sie für die Vegetation nicht allein nachtheilig, sondern auch schädlich sind, indem sie den in ihrer Umgebung befindlichen Sauerstoff zur höheren Oxydation der in ihnen enthaltenen Metalloxyde verbrauchen und so dessen Einfluß auf die vegetabilischen und animalischen Stoffe (Dünger) schwächen. Ein derartiger Boden kann nur durch Sand und häufiges Um-

pflügen, besonders vor dem Winter, wo durch das Festwerden des Wassers die in den Thon befindlichen Mineralientheile weiter zersetzt werden, verbessert werden, ehe man ihn bestellen kann.

Wird hingegen der Thon oder Letten mäßig gebrannt, so wird der in ihm enthaltenen Alaunerde alles Hydratwasser, vermöge dessen sie allein bildsam und zusammenhängend wird, entzogen; er zerfällt in Staub und erhält dadurch die Eigenschaft, aus der Luft eine große Menge Ammoniak anzuziehen (welches durch ihn wiederum den Pflanzen zugeführt wird); die Metalloxyde sind dann vollkommen mit Sauerstoff gesättigt, Kieselsäure, Kalk und Kali in den Zustand versetzt, daß sie leicht verwittern können und somit die Bedingungen einer fruchtbaren Erde gegeben. Man benutzt auch häufig gebrannten Thon als solchen oder in Form zermahlener Ziegelsteine und Dachziegel zur Verbesserung des Ackerbodens und mit einem ungemein günstigem Erfolge und auf billige Weise, da Bruchziegeln überall leicht zu haben sind. Die Wirkung des Thons ist zum Theil seinem Gehalt an Kali mit zuzuschreiben. Die Mineralien, aus welchen der Thon entsteht, enthalten eine größere Menge kieselsauren Alkalis und sie müßten daher auf die Vegetation noch günstiger wirken, wenn man sie im gepulverten Zustande (durch Rösten und Mahlen von Feldspathporphyr, Klingstein u. s. w.) auf den Ackerboden bringen würde.

Phosphorsaure Alaunerde

findet sich natürlich als Wawellit ($3\,Al_2O_3 + 2PO_5 + 12HO$), mit Alaunerdehydrat als Kalait oder Türkis ($[4\,Al_2O_3 + 3\,PO_5 + 9HO] + 2[Al_2O_3, 3HO]$), einem schön himmel- oder smalteblauen, nur an den Kanten durchscheinenden, ziemlich im Werthe stehenden Schmuckstein, ferner mit Fluoraluminium in Kakoxen, mit phosphorsaurem Lithon als Amblygonit, mit phosphorsaurer Magnesia und Eisenoxydul als Lazulith, und mit phosphorsaurem Ammoniak in einer vulkanischen Höhle auf Bourbon vor.

Die Alaunerde verbindet sich so wohl auf trocknem, wie auf nassem Wege mit den Alkalien und in der Natur kommen sogar einige Verbindungen derselben mit anderen Erden und mit Metalloxyden vor, wo sie dann in Säuren unlöslich ist.

Alaunerde-Bleioxyd ($PbO, 2Al_2O_3 + 6HO$)

ist nach Berzelius eine Art Bleigummi von Huelgoet (vergl. Alaunerdehydrat).

Alaunerde-Eisenoxydul

findet sich mit Magnesia als Pleonast ($MgO, [FeO], Al_2O_3$), mit dieser und Zinkoxyd als Gahnit ($MgO, [FeO], ZnO, Al_2O_3$), mit kieselsaurem Eisenoxydul als Chlorithspath ($3FeO, 2Al_2O_3 + 3FeO + 4SiO_3$) und Chamoisit ($Al_2O_3, 6FeO, 12HO + 2SiOi_3 + 6FeO$).

Alaunerde-Beryllerde

findet sich als $Be_2O_3, 3\,Al_2O_3$ und $Be_2O_3, 6\,Al_2O_3$ im Chrysoberyll, einem sehr geschätzten, spargel- bis olivengrünen, halb- bis ganz durchsichtigen, zu den Edelsteinen gerechneten Fossil.

Chloraluminium (Al_2Cl_3) bildet sich beim Leiten von trocknem Chlorgas über mit Ruß vermengte, stark glühende Alaunerde, ist krystallinisch-blättrig, halbdurchscheinend, blaß grünlich-gelb, leicht schmelzbar und flüchtig, raucht an der Luft und zerfließt mit Wasser. Die Lösung der Alaunerde in Salzsäure giebt beim Verdunsten sechsseitige Prismen ($Al_2Cl_3, 12\,HO$) und zerfällt beim weiteren Erhitzen in Salzsäure und Alaunerde.

Fluoraluminium (Al_2F_3)

findet sich im basischen Zustande und mit kieselsaurer Alaunerde verbunden, als Topas ($Al_2O_3, 2Al_2Fl_3 + 6Al_2O_3, SiO$ oder $2Al_2F_3 + 5Al_2O_3, SiO_3$), in durchsichtigen, weißen, grünen, gelben, rothen und blauen Krystallen, welche zu den Edelsteinen gehören, und als Pyknit ($Al_2F_3 + 3\,Al_2O_3, 2\,SiO_3$ oder $2\,Al_2F_3 + Al_2O_3, 2\,SiO_3 + 3\,Al_2O_3, SiO_3$) und mit Fluornatrium in Kryolith vor.

Die übrigen Verbindungen des Aluminiums mit den nicht metallischen und metallischen Stoffen sind ohne technisches Interesse. Aluminium-Eisen ist ein Bestandtheil des indischen Stahls oder Wooz.

Thorium

findet sich oxydirt und mit Kieselsäure verbunden im Thorit, Pyrochlor und Monazit, ist pulverig, dunkelbleigrau, nur wenig metallglänzend, wird weder von kaltem, noch von heißem Wasser oxydirt, verbrennt an der Luft noch unter der Glühhitze unter lebhafter Lichtentwicklung und löst sich in Säuren, nicht in Alkalien, unter Wasserstoffgasentwicklung; es hat nur eine Oxyda-

tionsstufe, die Thorerde (ThO), welche weiß, pulverig und von 9,4 specif. Gewicht ist und farblose oder weiße, im löslichen Zustande rein zusammenziehend schmeckende Salze bildet.

Yttrium

findet sich oxydirt und mit Säuren verbunden, auch als Silicat nebst anderen Silicaten im Gadolinit, Orthit, Pyrorthit, mit Titansäure im Polymignit, mit Tantalsäure im Yttrotantalit, Euxenit und Fergusonit, mit Fluor verbunden im Yttrocerit, stellt eisengraue, dunkel-metallglänzende Schuppen dar, ist bei gewöhnlicher Temperatur in Wasser und Luft unveränderlich, verbrennt, an der Luft erhitzt, mit glänzender Lichtentwicklung, löst sich in Säuren und feuerbeständigen Alkalien unter Wasserstoffentwicklung und hat nur eine Oxydationsstufe, die Yttererde (YO), welche weiß, sehr schwer und unschmelzbar ist und mit den Säuren weiße, sehr schwere, im löslichen Zustande herbsüßlich schmeckende Salze bildet.

Erbium

ist ein Begleiter des Yttriums und bis jetzt nur als Oxyd, Erbinerde, bekannt, welche dunkelgelb ist.

Terbium

ist ebenfalls ein Begleiter des Yttriums und nur als Oxyd, Terbinerde, bekannt, welche weiß, als Hydrat röthlich ist und mit den Säuren Salze bildet, die einen Stich ins Amethystrothe haben.

---

16. Magnesium.

Magnesium. Mg = 12,0 oder 150,0.

Das Magnesium findet sich in der Natur ziemlich häufig, aber stets mit anderen Elementen, wie Chlor, Brom und Sauerstoff und als Oxyd mit Wasser und verschiedenen Säuren verbunden. Es wird aus seiner Chlorverbindung durch Erhitzen mit Kalium abgeschieden.

Das Magnesium ist silberweiß, hart und dehnbar, in der Rothglühhitze schmelzbar und nicht flüchtig. Hat keine Anwendung.

An trockner Luft und in luftfreiem Wasser verändert sich das Magnesium nicht; an feuchter Luft und in lufthaltigem, etwas mehr in kochendem Wasser, leicht in wäßrigen Säuren wird es oxydirt und beim Erhitzen an der Luft verbrennt es unter Funkensprühen zu

Magnesiumoxyd.

Dieses enthält auf 12,6 Th. Magnesium 8 Th. Sauerstoff, ist also eine Verbindung von gleichen Mischungsgew. Metall und Sauerstoff und wird durch MgO (= 20,65) bezeichnet. Es wird wegen seines Vorkommens in der weißen Magnesia, im Bittersalz und Talk auch Magnesia, Bittererde oder Talkerde genannt und findet sich theils frei, aber selten, theils mit Wasser, theils mit Salpetersäure, Kohlensäure, Schwefelsäure, Borsäure, Kieselsäure, Phosphorsäure und Alaunerde verbunden; es wird aus dem, zugleich kohlensaures Salz enthaltenden Hydrat durch bloßes Glühen erhalten.

Die natürlich vorkommende Magnesia (Periklas) ist in Octaëdern krystallisirt, die künstlich abgeschiedene aber ein weißes, lockeres, unschmelzbares (im Knallgasgebläse zu einer das Glas gleich dem Diamant ritzenden Fritte zusammensinterndes), feuerbeständiges Pulver von etwa 3,0 specif. Gewicht; es löst sich sehr wenig in kaltem, noch weniger in kochendem Wasser (1 Th. bedarf über 5000 Th. kaltes und 36,000 Th. kochendes Wasser), verändert einige zarte Pflanzenfarben nach Art der Alkalien, ist ohne Geruch und Geschmack und löst sich in den meisten Säuren, nicht in Alkalien. Sie wird hauptsächlich nur innerlich medicinisch, sonst auch noch zum Reinigen des Oeles für Firnißbereitung benutzt, kann aber den gewöhnlichen Thonarten zugesetzt werden, um diese unschmelzbarer zu machen. Ueber das Vorkommen der Magnesia im Ackerboden und ihren Einfluß auf die Vegetation vergl. unten bei den Magnesiasalzen.

Mit Wasser befeuchtet bildet die Magnesia allmälig ein Hydrat (MgO, HO), wobei sie sich etwas erwärmt. Dieses findet sich natürlich als Brucit in weichen, weißen, perlglänzenden, durchscheinenden Krystallen, welche an der Luft keine Kohlensäure anziehen, während dieses bei dem künstlichen Hydrat stattfindet; es verliert beim Erhitzen das Wasser.

Die Magnesiasalze sind meist krystallisirbar und farblos, zum großen

Theil in Wasser löslich und dann von bitterlich salzigem Geschmack und im neutralen Zustande ohne Wirkung auf Pflanzenfarben. Ihre Lösungen werden nicht von Schwefelwasserstoff, Schwefelammonium und den sauren kohlensauren Alkalien, aber von den reinen und neutralen kohlensauren Alkalien weiß und durch phosphorsaures Natron-Ammoniak krystallinisch gefällt; kohlensaures Ammoniak verursacht nur in der borsauren, phosphorsauren, arsenigsauren und arsensauren Magnesia, in den übrigen Salzen nur beim Kochen damit einen Niederschlag. In der Hitze werden die Magnesiasalze mit flüchtiger Säure, mit Ausnahme des schwefelsauren Salzes, zersetzt und geben beim Befeuchten mit salpetersaurem Kobaltoxydul und Glühen vor dem Löthrohr fleischrothe Pulver.[88])

Salpetersaure Magnesia (MgO, NO_5)

findet sich in manchem Brunnenwasser und bildet sich in Salpeterplantagen bei Gegenwart magnesiahaltiger Substanzen, krystallisirt schwierig in geschobenen Säulen, zerfließt an der Luft und löst sich sehr leicht in Wasser, schwieriger in Weingeist. Wird bei der Verarbeitung der Salpetererdelauge mit kohlensaurem Kali in Salpeter übergeführt.

Kohlensaure Magnesia

kann in verschiedenen Verbindungsverhältnissen exystiren: $^2/_3$ kohlensaure Magnesia ($3MgO + 2CO_2 + 3HO$) bildet sich bei der Fällung des Bittersalzes mit vorwaltendem kohlensaurem Natron und Kochen des Niederschlags mit Wasser, bis es in den körnigen Zustand übergeht; $^3/_4$ kohlensaure Magnesia ($4MgO + 3CO_2 + 4HO$) bildet sich beim Kochen der zweifach kohlensauren Magnesialösung unter Entwicklung von Kohlensäure, findet sich auch natürlich als Hydromagnesit in kreideartiger Masse und wird unter dem Namen Magnesia alba fabrikmäßig dargestellt und gewöhnlich als eine Verbindung von neutraler kohlensaurer Magnesia mit Magnesiahydrat ($4MgO, 3CO_2, 4HO = 3[MgO, CO_2, HO] + MgO, HO$) betrachtet. $^4/_5$ kohlensaure Magnesia ($5MgO + 4CO_2 + 5HO$ oder $4[MgO, CO_2, HO] + MgO, HO$) bildet sich beim anhaltenden Kochen der zweifach kohlensauren Magnesialösung; aus ihr besteht manche Magnesia alba der Fabriken. Neutrale kohlensaure Magnesia (MgO, CO_2) findet sich natürlich als Magnesit, selten in Rhomboëdern krystallisirt, und wird gebildet, wenn die zweifach-kohlensaure Magnesialösung in der Wärme zur Trockne verdunstet, wobei sie in mikrosko-

pischen Krystallen von der Form des Arragonits anschießt; läßt man die zweifach-kohlensaure Magnesialösung an der Luft verdunsten, so bildet sich ein büschelförmig vereinigter Absatz ($MgO, CO_2 + 3HO$) und bei Aussetzung jener Lösung einer niedrigen Wintertemperatur ein anderer krystallinischer Absatz ($MgO, CO_2 + 5HO$). Zweifach kohlensaure Magnesia ($MgO, 2CO_2$) bildet sich im gelösten Zustande, wenn man das basische Salz mit Wasser anrührt und Kohlensäure hindurchleitet, bis sich alles gelöst hat; diese Lösung trübt sich bei 75° und klärt sich in der Kälte wieder auf.

Die sogenannte Magnesia alba ist ein schön weißes und so lockeres Pulver, daß es trotz seines größeren specifischen Gewichtes auf Wasser schwimmt, hat keinen Geruch und Geschmack und löst sich sehr wenig in kaltem ($^1/_{2500}$), noch weniger ($^1/_{9000}$) in kochendem Wasser. Sie wird hauptsächlich als innerliches Heilmittel und zur Darstellung verschiedener Magnesiapräparate benutzt. Auch ist sie ein sehr gutes Mittel, um von schlechten Mehlsorten ein lockeres und weißes Brot zu backen, zu welchem Zweck auf 1 Pfund Mehl 20 — 40 Gran Magnesia genommen werden. Die zweifach-kohlensaure Magnesia findet sich in manchen Mineralwässern und wird auch bei der Darstellung künstlicher Mineralwässer gebildet. Neutrale kohlensaure Magnesia findet sich mit kohlensaurem Kalk im Dolomit (vergl. Kalksalze).

Schwefelsaure Magnesia (MgO, SO_3) findet sich zuweilen krystallisirt und auf manchen Gesteinen und Mauern ausgewittert, im gelösten Zustande in den sogenannten Bitterwässern, einigen Salzquellen und im Meerwasser, ist mehr unter dem Namen Bittersalz bekannt und krystallisirt bei gewöhnlicher Temperatur mit 7 Mischungsgewichten Wasser in geraden rhombischen Säulen, in der Wärme nur mit 6 Mischungsgewichten Wasser, verwittert an der Luft, schmilzt beim Erwärmen im Krystallwasser und hinterläßt endlich das wasserfreie Salz als ein weißes Pulver, das beim Befeuchten mit Wasser sich bis zum Glühen erhitzt. Die schwefelsaure Magnesia wird vorzugsweise als Laxirmittel und zur Darstellung der kohlensauren Magnesia, aber auch zur Bereitung des künstlichen Meerschaums (kieselsaure Magnesia) benutzt.

Auf die Vegetation scheint das Bittersalz dem Gyps und anderen schwefelsauren Salzen analog und selbst in größerer Menge nicht nachtheilig

zu wirken; besonders von günstigem Erfolg auf die Cultur zeigt es sich bei rothem Klee und Salat.

Borsaure Magnesia ($MgO_2 2BO_3$)

ist ein körnig-krystallinisches Pulver, welches beim Glühen in Magnesia und Borsäure zerfällt. Eine basische Verbindung ($3MgO + 4BO_3$) findet sich natürlich als Boracit in wasserhellen Würfeln und mit dem entsprechenden Kalksalz und Wasser verbunden als Hydroboracit.

Kieselsaure Magnesia

findet sich ziemlich häufig und in verschiedenen Verbindungsverhältnissen natürlich nämlich:

MgO, SiO_3 als Speckstein;

$MgO, SiO_3 + HO$ als Meerschaum;

$2(MgO, SiO_3) + Fe_2O_3, 3SiO + MgO, HO + 4HO$ als Bergholz;

$4(MgO, SiO_3) + MgO, HO + 3HO$ als Spadait;

$4(SiO_3, 3MgO) + HO$ als Villarsit;

$10(SiO_3, 3MgO) + SiO_3, 3FeO$ als Olivin;

$2(SiO_3, 3MgO) + MgF$ als Chondrodit;

$SiO_3, 3[FeO] MgO + Al_2O_3, SiO_3 + 3MgO, HO$ als Ripidolith;

$SiO_3, 3[FeO] MgO + Al_2O_3, SiO_3 + 2MgO, HO$ als Chlorit;

$SiO, 3MgO + 2MgO, HO$ als Nemalit;

$SiO_3, 3MgO + 2NaO, SiO_3 + 8HO$ als Retinatith;

$(2SiO_3 + 3MgO) + MgO, HO + 2HO$ als Asbest;

$2(2SiO_3 + 3MgO) + HO$ als Pikrosmin;

$2(2SiO_3 + 3MgO) + 3(MgO, 2HO)$ als Serpentin;

$4(2SiO_3 + 3MgO) + HO$ als Monradit;

$4(2SiO_3 + 3MgO) + 3HO$ als Aphrodit;

$(2SiO_3 + 3[FeO] MgO) + 2HO$ als Pikrophyll;

$(2SiO_3 + 3[FeO] MgO) + MgO, HO$ als Antigorit;

$4(2SiO_3 + 3MgO) + MgO, 4HO$ als Spadait!

$2(2SiO_3 + 3MgO) + MgO, 3HO$ als Hydrophit;

$3(2SiO_3 + 3MgO) + MgO, HO$ als Chrysotil;

$4(2SiO_3 + 3[FeO, CaO] MgO) + 3MgO, 4HO$ als Schillerspath;

$(2SiO_3 + 3MgO) + Al_2O_3, SiO_3 + 15HO$ als Kerolith;

$2(2SiO_3 + 3MgO) + Al_2O_3, SiO_3 + 10HO$ als Seifenstein;

$(2SiO_3 + 3[FeO]MgO) + Al_2O_3, 2SiO_3 + 7MgO, HO$ als Pennin;

$(2SiO_3 + 3MgO) + 3Al_2O_3 [Fe_2O_3], SiO_3$ als Fahlunit;

$SiO_3, 2MgO + 4HO$ als Dermatin;

$3(SiO_3, 2MgO) + Al_2O_3 [Fe_2O_3], SiO_3$ als Nephrit.

Von diesen Mineralien wird der Speckstein zur Politur von Serpentin, Marmor, Gypswaaren und Spiegelgläsern, fein gerieben und geschlemmt als Schminke, als ein die Reibung verminderndes Mittel für Schmiere, zum Vorzeichnen auf Tuch, Seidenzeug und Glas, zu Pastellfarben, zum Malen auf Glas, zum Fleckenvertilgen aus Wollen- und Seidenzeug, zur Verfertigung onyxartiger Cameen, als Zusatz zu Porzellanmassen und zur Verfertigung von Pfropfen für Sublimirgefäße, Chlorentwicklung- und Salzsäureapparate, von Schmelztiegeln u. s. w. benutzt. Aus dem Meerschaum, den man jetzt auch künstlich durch Zersetzung der schwefelsauren Magnesia mit kieselsaurem Kali erzeugt, werden die bekannten Pfeifenköpfe und kleine Schmelzöfen verfertigt. Der Serpentin wird zu verschiedenartigen gedrehten Geschirren verarbeitet. Aus dem Asbest werden, wenn er langfaserig und leicht spaltbar ist, unverbrennliche Gewebe und Dochte verfertigt; der kurzfaserige, mehr dichte, dient als Bindungsmittel für die Schwefelsäure zur Entzündung der chemischen Zündhölzer und zur Fabrikation von Steinpappe und Steinpapier. Andere Magnesia und Kieselsäure enthaltende Steine sind: 1) die Hornblende ($[3MgO + 2SiO] + CaO, SiO_3$) wird als Flußmittel bei Hohöfen und als Zusatz bei dem Bouteillenglassatz benutzt; 2) der Talk, welcher wie der Speckstein benutzt wird; 3) der Bildstein oder Agalmatolith, welcher in China zu Schnitzwerken dient und 4) der Topfstein, ein Gemenge von Glimmer, Talk, Chlorit und Magneteisenstein, welcher zur Verfertigung mancherlei Kochgeschirre und sehr dauerhafter Ofenplatten, so wie auch als Baustein benutzt wird.

Die durch Verwitterung des Serpentins und der Serpentingesteine (Serpentinfels, Ophit, Schillerspath), des Chlorites, Talkes und überhaupt der Glimmersteine hervorgegangenen Bodenarten enthalten die Magnesia als Silicat, welches im Wasser fast unlöslich ist und deßhalb in chemischer Beziehung auf die Pflanzenvegetation weder förderlich noch hinderlich sein kann. Ist hin-

gegen der Boden durch die Verwitterung des Dolomits (kohlensaurer Kalkmagnesia) und dolomitischer Gesteine entstanden, so wird die kohlensaure Magnesia vermöge ihrer Löslichkeit in kohlensäurehaltigem Wasser für die Pflanzen assimilirbar; ein so entstandener Boden ist locker, stark wasserhaltend und für gewisse Gewächse, wie für Flachs und Hanf fruchtbar. Die kieselsaure und kohlensaure Magnesia zeichnen sich insbesondere dadurch aus, daß sie unter allen Bodenbestandtheilen, und selbst mehr als die kieselsaure Alaunerde, das meiste Wasser mechanisch aufnehmen und zurückhalten. Deßhalb erwärmt sich auch ein solcher Boden am schwersten, wird bei anhaltender Nässe leicht schlammig und trocknet nur schwierig wieder aus, was bei naßkalter Sommerwitterung für die Vegetation sehr nachtheilig ist. Hingegen lockert sich ein einmal trocken gewordener derartiger Boden bei anhaltender Wärme und Trockenheit leicht auf, wird an der Oberfläche aschenartig dürr und trocknet dann selbst in bedeutenderer Tiefe aus, als der gewöhnliche Sandboden, weßhalb auf solchem Boden die Acker- und Waldcultur viel dürftiger ausfällt, als auf Sand, aber bei günstiger Witterung und angemessener Düngung doch noch günstige Resultate geben kann.

Phosphorsaure Magnesia

findet sich im basischen Zustande und mit Fluoralumium als Wagnerit (3[PO_5, 3[MgO] + MgF) und kommt in den Samen der Gräser und in sehr geringer Menge in den flüssigen, organisch thierischen Substanzen, mit Ammoniak verbunden im Harn und thierischen Concretionen vor.

Das Magnesium entzündet sich im Chlorgas und verbrennt zu

Chlormagnesium,

welches auf 12,6 Th. Magnesium 35,4 Th. Chlor enthält, also eine Verbindung aus gleichen Mischungsgewichten beider Körper ist und durch MgCl bezeichnet wird. Dieses findet sich in dem Meerwasser, in den Salzsoolen und in einigen Mineralwässern und wird in der wäßrigen Lösung durch Lösen der weißen Magnesia in Salzsäure oder durch Zersetzung der schwefelsauren Magne-

sia mit Kochsalz bei niedriger Temperatur erhalten*) und wasserfrei durch Verdunsten der mit Salmiak vermischten Lösung und Erhitzen des Rückstandes bis zur Verflüchtigung des Salmiaks oder durch Leiten von trocknem Chlor- oder Salzsäuregas über glühende Magnesia dargestellt.

Das Chlormagnesium ist weiß, perlmutterglänzend, leicht schmelzbar, nicht flüchtig und sehr zerfließlich und löst sich unter Wärmeentwicklung in Wasser, woraus es nur schwierig mit 5 Mischungsgewichten Wasser in farblosen Säulchen krystallisirt; die Lösung zerfällt beim Erhitzen und Eintrocknen in Salzsäure und Magnesia, was durch einen Zusatz von Salmiak verhindert wird.

Man benutzt die Mutterlauge der Salinen zur Darstellung von Salmiak, Salzsäure und Chlorcalcium, sowie zur Gewinnung von schwefelsaurer und kohlensaurer Magnesia. Auch ist sie sehr brauchbar zur Fixirung des Ammoniaks im animalischen Dünger, besonders in den menschlichen Excrementen, indem man diese damit besprengt und dadurch das leicht flüchtige kohlensaure Ammoniak in Salmiak und kohlensaure Magnesia verwandelt.

Brommagnesium (MgBr)

findet sich im Meerwasser und in der Mutterlauge mancher Soolen und dient zur Gewinnung des Broms.

Die Verbindungen des Magnesiums mit den übrigen nicht metallischen Elementen, sowie seine Legirungen sind ohne allgemeineres Interesse.

---

*) Schwefelsaure Magnesia und Kochsalz (Chlornatrium) gehen bei der Winterkälte in schwefelsaures Natron und Chlormagnium über, diese aber bei mittlerer Temperatur wieder in schwefelsaure Magnesia und Chlornatrium zurück. Auf den Salinen producirt man daher aus Mutterlauge der Soole, worin die Bedingungen zu diesen Verbindungen gegeben sind, im Winter schwefelsaures Natron (Glaubersalz) und im Sommer schwefelsaure Magnesia (vergl. S. 16).

17. Barytum.

Barytium. Ba = 68,5 oder 855,29.

Dieses Metall findet sich nur in wenigen, zum Theil aber ziemlich häufig vorkommenden Mineralien oxydirt und an Säuren gebunden, auch mit einigen Metalloxyden und Silicaten verbunden, ferner als Bestandtheil einiger Mineralquellen und wird aus seinem mit Wasser angeteigten und mit Quecksilber in Berührung stehenden Oxyd durch die Wirkung der Pole der Voltaschen Säule oder durch Erhitzen des Oxydes mit Kalium abgeschieden.

Das Barytum ist weiß wie Gußeisen, ziemlich glänzend, schwerer als Schwefelsäure, etwas drückbar, vor der Glühhitze schmelzbar und nur bei sehr hoher Temperatur flüchtig. Hat nur wissenschaftliches Interesse.

Das Barytum oxydirt sich schnell in der Luft und mit Heftigkeit in Wasser und verbrennt bei gelinder Erhitzung an der Luft mit dunkelrothem Licht zu

Barytumoxyd.

Dieses enthält auf 68,5 Th. Barytum 8 Th. Sauerstoff, ist also eine Verbindung aus gleichen Mischungsgewichten beider Metalle und wird durch BaO (=76,5) bezeichnet. Es wird aus dem salpetersauren Salz durch Glühen, aus dem kohlensauren Baryt durch heftiges Glühen mit Kohlenstaub und aus dem Chlorbarytum durch Zersetzung mit Aetzkali dargestellt.[89]) Wegen der erdigen Beschaffenheit, des Vorkommens im Baryt und wegen des hohen specif. Gewichtes wird es auch Schwererde oder Baryterde, kurzweg auch Baryt genannt.

Der Baryt ist grauweiß, erdig, von 4,0 bis 4,7 specif. Gewicht, nicht im Ofenfeuer, wohl aber im Knallgasgebläse schmelzbar, wirkt ätzend auf thierische Theile, schmeckt brennend scharf, wirkt giftig und reagirt alkalisch. Er verbindet sich mit Wasser und Säuren. Das Barythydrat (BaO, HO) bildet sich beim Befeuchten des Barytes mit Wasser unter starker Wärmeentwicklung, ist weiß, schmilzt in der Rothglühhitze, verliert dabei sein Wasser nicht und löst sich in der 200fachen Menge kochenden Wassers. Aus

dieser Lösung setzt sich beim Erkalten eine wasserhaltige Verbindung (BaO, HO + 8HO) in durchsichtigen Säulen ab, die sich in 24 Th. kaltem und 2 Th. kochendem Wasser, auch etwas in Weingeist lösen.

Der Baryt ist, aber ohne vortheilhaften Erfolg, zur Gewinnung der ätzenden Alkalien aus ihren schwefelsauren Salzen vorgeschlagen worden; in der analitischen Chemie wird seine Lösung zur Erkennung und Bestimmung von Schwefelsäure und Kohlensäure benutzt.

Die Barytsalze sind farblos, zum Theil krystallisirbar, zum Theil nur pulverig, und zum Theil in Wasser löslich, zum Theil darin unlöslich, aber dann, mit Ausnahme des schwefelsauren Salzes, in Säuren löslich. Sie zeichnen sich durch ihr bedeutendes specif. Gewicht aus und wirken giftig (selbst die unlöslichen auf blindgeborene Thiere). Ihre Lösungen werden durch kohlensaure, halbphosphorsaure, arsensaure, chromsaure, oxalsaure und weinsteinsaure Alkalien und in äußerst verdünntem Zustande noch durch Schwefelsäure gefällt. Von den ähnlichen Strontian- und Kalksalzen unterscheiden sie sich dadurch, daß die Lösungen der Barytsalze durch Kieselfluorwasserstoffsäure gefällt werden und daß sie meist der Weingeistflamme eine hellgrüne Färbung ertheilen.[90])

Salpetersaurer Baryt (BaO, NO_5)
krystallisirt in wasserfreien, farblosen, durchsichtigen Octaëdern und Tetraëdern, löst sich ziemlich in reinem, weniger in salpetersäurehaltigem Wasser, auch in Weingeist und wird zur Darstellung des Baryts und als Erkennungs- und Fällungsmittel für Schwefelsäure, zur Darstellung der Mangansäure und mitunter in der Feuerwerkerei benutzt.

Kohlensaurer Baryt (BaO, CO_2)
findet sich natürlich als Witherit in farblosen, auch graulich-weißen, gelblichen, grünlichen oder röthlichen, durchscheinenden, sechsseitigen Säulen; das künstliche Salz ist weiß, pulverig, geruch- und geschmacklos und im Knallgasgebläse unter Verlust der Kohlensäure schmelzbar und löst sich sehr wenig ($^1/_{4300}$) in reinem, etwas mehr als in kohlensaurem Wasser und wird zur Darstellung der Barytpräparate und das natürliche Salz in England als Rattengift verwendet.

Chlorsaurer Baryt (BaO, ClO_5)

krystallisirt in durchsichtigen, vierseitigen Säulen und verpufft mit Schwefel vermengt und erhitzt mit schön smaragdgrüner Lichtentwicklung, weßhalb er auch in der Feuerwerkerei benutzt wird.

Schwefelsaurer Baryt (BaO, SO_3)

findet sich natürlich als Schwerspath in durchsichtigen bis undurchsichtigen, gelblich- oder graulichweißen, röthlichen und bläulichen Krystallen, deren Kernform eine gerade rhombische Säule ist, auch strahlig, faserig, körnig, derb und erdig, schmilzt bei hoher Temperatur zu einer weißen, undurchsichtigen, emailartigen Masse und ist künstlich erzeugt ein weißes, schweres, geschmackloses, nicht giftiges Pulver. Der Schwerspath wird zur Bereitung aller Barytpräparate, zur Fabrikation einer Art englischen Steinzeuges und des Jaspisgutes, zur Bereitung von Flaschenglas, zum Emailiren eiserner Töpfe und zur Vermischung für Bleiweiß benutzt. Saurer schwefelsaurer Baryt ($BaO, SO_3 + SO_3, HO$) bildet sich bei der gelinden Digestion des neutralen Salzes mit concentrirter Schwefelsäure und stellt körnige Krystalle dar, die an der Luft durch Anziehung von Feuchtigkeit in seidenglänzende Nadeln ($BaO, SO_3 + SO_3, HO + 2HO$) übergehen und durch Wasser zersetzt werden.

Kieselsaurer Baryt

findet sich nicht rein, sondern mit kieselsaurem Strontian, kieselsaurer Alaunerde und Wasser im Brewsterit und mit kieselsaurem Kali, kieselsaurer Alaunerde und Wasser im Harmotom; er giebt mit kieselsaurem Alkali ein dichtes, das Licht stark brechendes Glas.

Chromsaurer Baryt (BaO, CrO_3)

ist ein hellgelbes, in Wasser unlösliches, geschmackloses Pulver, welches zur Darstellung der Schwefelchromsäure benutzt wird.

Die Barytsalze scheinen, wenn sie nicht in Wasser löslich sind, ohne Einfluß auf die Vegetation zu sein und sind wohl nur selten Bestandtheile einer Bodenart, auch noch nie in einer Pflanzenasche aufgefunden worden. Ihr nachtheiliger Einfluß auf den thierischen Körper wird durch Glaubersalz oder Bittersalz, im Nothfall auch durch den Genuß von vielem gypshaltigen Wasser aufgehoben.

Der Baryt kann noch so viel Sauerstoff aufnehmen, als er bereits enthält und verwandelt sich dabei in Barymsuperoxyd (BaO_2), welches beim schwachen Erhitzen des Barytes in Sauerstoffgas entsteht, schmutziggrau ist und erst bei starker Hitze den überschüssigen Sauerstoff abgiebt; es dient zur Darstellung des sogenannten oxydirten Wassers oder des Wasserstoffsuperoxydes (HO_2), indem man in verdünnten Säuren bei starker Abkühlung zu wiederholten Malen die Barytverbindung bringt; ist eine syrupartige, bitterlich schmeckende und ekelerregende Flüssigkeit von 1,453 specif. Gewicht, bleicht Pflanzenfarben und wird in der Wärme und durch viele Körper zersetzt.

Wird der Baryt in einem Strome von Chlorgas oder Salzsäuregas erhitzt, so bildet sich unter Freiwerden von Sauerstoffgas oder unter Entstehung von Wasser

Chlorbarym.

Dieses enthält auf 68,6 Th. Metall 35,4 Th. Chlor, besteht also aus gleichen Mischungsgewichten beider Körper und wird durch BaCl bezeichnet. Dieses bildet sich auch beim Lösen des reinen oder kohlensauren Baryts in Salzsäure und wird gewöhnlich durch Zersetzung des Schwefelbaryms mit Salzsäure oder durch Glühen des Schwerspathes mit Chlorcalcium dargestellt.[91])

Das Chlorbarym krystallisirt mit $14^3/_4$ Procent Wasser (BaCl, 2HO) in farblosen, durchsichtigen, geraden rhombischen Säulen oder dünnen Blättchen, ist luftbeständig, wirkt giftig, schmeckt bitterlich scharf und löst sich leicht in reinem, schwer in salzsaurem Wasser und noch schwieriger in Weingeist, verknistert beim Erhitzen, schmilzt bei der Rothglühhitze und ist feuerbeständig. — Es wird theils, aber mit Vorsicht, als innerliches Heilmittel, theils und häufig als Erkennungs- und Fällungsmittel für Schwefelsäure benutzt.

Wird der Baryt in einem Strome von Schwefelwasserstoffgas erhitzt, so bildet sich nebst Wasser

Schwefelbaryum.

Dieses enthält auf 68,6 Th. Baryum 16 Th. Schwefel, ist also eine Verbindung gleicher Mischungsgewichte Metall und Schwefel und wird durch BaS bezeichnet. Es bildet sich auch beim Glühen des Baryts mit Schwefel und bei der Einwirkung von Wasserstoff oder Kohle auf glühenden schwefelsauren Baryt und wird durch Glühen eines Gemenges von Schwerspathpulver und Kohlenstaub dargestellt.[92])

Das Schwefelbaryum stellt eine röthlichgelbe, lockere, nach der Insolation im Dunkeln leuchtende (Bologneser Leuchtstein oder Phosphor) Masse dar, welche im frischen Zustand geruchlos ist, aber an der Luft durch Einwirkung von Feuchtigkeit und Kohlensäure Schwefelwasserstoff entwickelt, in kochendem Wasser löslich ist und sich daraus mit Wasser verbunden in farblosen, körnigen Krystallen (BaS, 6HO) abscheidet, die ätzend schmecken und an der Luft bald gelb werden. Nach einiger Zeit setzen sich aus der Lösung schuppige Krystalle (BaO, 10HO + BaS, 10HO) ab, die in Wasser gelöst beim Erkalten Barythydrat geben; nach längerem Stehen setzen sich aus der Schwefelbaryumlösung farblose durchsichtige Tafeln (BaO, 10HO + 3[BaS, 6HO]) ab. Nach Entfernung dieser Verbindungen hinterbleibt beim Verdunsten Schwefelwasserstoff-Schwefelbaryum (BaS, SH) als eine wasserhaltige Krystallmasse Die Schwefelbaryumlösung (oder auch das Barytwasser) nimmt beim Kochen noch Schwefel auf und verwandelt sich in eine Lösung von Fünffach-Schwefelbaryum (BaS_5) von gelber Farbe, bitterem, alkalischem Geschmack und ätzender Wirkung; ist nach dem Verdunsten auch in Weingeist löslich.

Das Schwefelbaryum dient zur Darstellung der übrigen Barytpräparate und zur Prüfung des Chlorkalkes.

Die Verbindungen des Baryums mit den übrigen nicht metallischen Elementen und Metallen sind ohne Interesse und zum großen Theil noch unbekannt.

18. Strontium.

Strontium. Sr = 43,841 oder 548,02.

Das Strontium, ein in seinen Verbindungen dem Baryum sehr ähnliches Metall, findet sich nicht häufig und zwar oxydirt und mit Kohlensäure oder Schwefelsäure verbunden. Es wird auf gleiche Weise wie das Baryum gewonnen und ist grauweiß, weniger glänzend und schwieriger schmelzbar als dieses.

Das Strontium verhält sich an der Luft und in Wasser wie das Baryum und verbrennt beim Erhitzen an der Luft mit rothem Licht zu

Strontiumoxyd,

welches auf 43,8 Th. Metall 8 Th. Sauerstoff enthält, eine Verbindung von gleichen Mischungsgew. beider Stoffe ist und durch SrO (=51,84) bezeichnet wird. Es wird wegen seines Vorkommens in dem Strontianit Strontianerde, kurzweg aber Strontian genannt, und auf dieselbe Weise wie der Baryt aus den entsprechenden Verbindungen abgeschieden.

Der Strontian ist im Aeußeren und in seinem Verhalten im Feuer und gegen die Geschmacksorgane dem Baryt gleich, aber weniger ätzend als dieser, zerfällt mit Wasser befeuchtet unter Erhitzung zu einem weißen Hydrat (SrO,HO), löst sich etwas mehr in Wasser als Baryt und krystallisirt aus der abkühlenden Lösung in wasserreicheren, farblosen, vierseitigen Tafeln (SrO,HO + 8HO), welche sich in 2 Th. kochendem und in 52 Th. kaltem Wasser lösen. Der Strontian verbreitet beim Erhitzen mit der Löthrohrflamme ein glänzendes Licht. Hat keine Anwendung.

Die Strontiansalze sind den Barytsalzen sehr ähnlich, aber meist etwas löslicher in Wasser; ihre Lösungen unterscheiden sich von denen der Barytsalze, daß sie nicht von Kieselfluorwasserstoffsäure gefällt werden, und von den beiden ebenfalls sehr ähnlichen Kalksalzen dadurch, daß sie durch eine Gypsauflösung getrübt werden. Auch färben die Strontiansalze die Weingeistflamme purpurroth.[93])

Salpetersaurer Strontian (SrO, NO_5)

krystallisirt entweder in wasserfreien, luftbeständigen Octaëdern oder mit 5 Mischungsgewichten Wasser verbunden in schiefen rhombischen, leicht verwitternden Säulen, löst sich leicht in Wasser, nicht in Weingeist und verpufft beim Erhitzen mit brennbaren Körpern unter purpurrother Lichtentwicklung, weßhalb er in der Kunstfeuerwerkerei zur Bereitung von Rothfeuermassen benutzt wird.

Kohlensaurer Strontian (SrO, CO_2)

findet sich natürlich als Strontianit in halbdurchsichtigen bis durchscheinenden Rhomboëdern und sechsseitigen Säulen, auch in derben Massen und in Kohlensäure aufgelöst in einigen Mineralwässern, und ist künstlich erzeugt ein weißes, sehr wenig in reinem, etwas mehr in kohlensaurem Wasser lösliches Pulver. Dient zur Darstellung anderer Strontianpräparate.

Schwefelsaurer Strontian (SrO, SO_3)

findet sich natürlich als Cölestin theils krystallisirt, theils strahlig, faserig und derb, ist durchsichtig bis durchscheinend, wasserhell oder himmelblau, auch gelb und grau, und bricht das Licht doppelt. Dient zur Darstellung aller Präparate des Strontiums.

Kieselsaurer Strontian,

künstlich erzeugt, dient zur Darstellung leicht schmelzbarer, dichter, das Licht stark brechender Gläser.

Der Strontian kann sich gleich dem Baryt noch mit so viel Sauerstoff, als er enthält, zu Strontiumsuperoxyd (SrO_2) verbinden.

Chlorstrontium ($SrCl$)

wird durch Lösen des kohlensauren Strontians oder des Schwefelstrontiums in Salzsäure erhalten und krystallisirt in wasserhaltigen ($SrCl, 6HO$), an der Luft feucht werdenden, langen Säulen; es löst sich leicht in Wasser und in Weingeist und ertheilt der Flamme desselben eine schön purpurrothe Farbe, weßhalb eine solche Auflösung auf Theatern zur Hervorbringung einer dauernden rothen Beleuchtung benutzt wird.

Schwefelstrontium (SrS)

wird auf dieselbe Weise, wie aus dem Schwerspath das Schwefelbaryum, aus Cölestin gewonnen, ist diesem sehr ähnlich, leuchtet auch nach der Insolation im Dunkeln, löst sich in kochendem Wasser und die Lösung setzt beim Erkalten krystallisirtes Strontianhydrat ab, während Schwefelwasserstoff-Schwefelstrontium in Auflösung bleibt. Dient zur Darstellung der anderen Strontianpräparate.

Die übrigen Strontiumverbindungen sind ohne Interesse.

---

19. Calcium.

Calcium. $Ca = 20{,}0$ oder $250{,}0$.

Dieses Metall gehört mit zu den verbreitetsten und findet sich in allen drei Naturreichen, und zwar entweder und am häufigsten oxydirt und an die verschiedensten Säuren gebunden oder, aber selten, mit Fluor verbunden. Es wird gleich dem Baryum aus Calciumoxyd oder Chlorcalcium isolirt und ist silberweiß und fest.

An der Luft und im Wasser verhält sich das Calcium wie das Baryum und beim Erhitzen an der Luft verwandelt es sich unter hellrother Feuerentwicklung in

Calciumoxyd.

Dieses enthält auf 20 Th. Metall 8 Th. Sauerstoff, ist also eine Verbindung von gleichen Mischungsgew. beider Stoffe und wird durch $CaO = (28{,}0)$ bezeichnet. Es wird gewöhnlich Kalkerde oder kurzweg Kalk genannt und durch Glühen des natürlichen kohlensauren Kalks im Großen und Kleinen gewonnen.[94])

Der Kalk, auch im entkohlensäuerten Zustande gebrannter Kalk oder Aetzkalk genannt, ist weiß, leicht zerreiblich, von 2,3 specif. Gewichte, nur im

Knallgasgebläse und dabei mit ungemein blendender Lichtentwicklung schmelzbar, weniger ätzend als Strontian und Baryt und viel schwieriger in Wasser, besonders wenig in heißem Wasser löslich und erhitzt sich beim Befeuchten mit Wasser schnell und stark (selbst bis zum Hellrothglühen oder auch so weit, daß er Schießpulver und Holzwaaren entzünden kann), zerberstet dabei unter einem knisternden Geräusch, entwickelt Wasserdämpfe, welche feine Kalktheilchen mit fortreißen und deßhalb auf Nase und Augen reizend wirken, und zerfällt endlich zu einem feinen weißen Pulver, Kalkhydrat (CaO, HO), im gemeinen Leben auch gelöschter Kalk genannt. Wird mehr Wasser mit dem Aetzkali in Berührung gebracht, so wird das sich bildende Hydrat breiartig (Kalkbrei) und nimmt bei Zusatz von Wasser das Ansehen von Milch (Kalkmilch) an, bis er sich endlich bei hinreichendem Wasser vollständig zu einer klaren, farblosen, schrumpfend schmeckenden, alkalisch reagirenden, an der Luft Kohlensäure anziehenden und mit einer krystallinischen Haut von kohlensaurem Kalk sich bedeckenden Flüssigkeit (Kalkwasser) löst, welche bei gewöhnlicher Temperatur gesättigt $^1/_{750}$, bei der Siedhitze aber nur $^1/_{1280}$ Kalk enthält und beim Verdunsten im luftleeren Raum Kalkhydrat in durchsichtigen, regelmäßig sechsseitigen Säulen und sechsseitigen Tafeln giebt. — An der Luft zerfällt der gebrannte Kalk nach und nach, indem er Wasser und Kohlensäure anzieht.

In technischer Beziehung unterscheidet man drei Arten von Kalk, nämlich fetten Kalk, welcher aus solchen Kalksteinen gewonnen wird, die nur bis 6 Proc. fremde Beimischungen (Magnesia, etwas Thon und Eisenoxyd) enthalten; diese Art Kalk vergrößert sein Volumen ungemein beim Löschen (wie die Umwandlung desselben in Hydrat durch Wasser benannt wird), nimmt dann viel Wasser auf, um einen steifen Brei zu bilden, fühlt sich in diesem Zustande lange Zeit fettig oder schlüpfrig an und kann zur Bereitung des Mörtels mit viel Sand vermischt werden. Magerer Kalk wird aus sehr unreinen Kalksteinen (mit 15 bis 30 % Magnesia, etwas Thon und Eisenoxyd) oder beim unvollständigen Brennen von sogenannten guten Kalksteinen) gewonnen, hat auch gewöhnlich eine gelblichgraue Farbe, erfordert weniger Wasser zum Löschen, geht weniger auf, fühlt sich körnig an, ist weniger schlüpfrig und bindend, verliert im gelöschten Zustande bald seine Geschmeidigkeit und kann nicht viel Sand vertragen. Hydraulischer Kalk endlich enthält zwischen 8 und 25 % kiesel=

saure Alaunerde, etwas Magnesia, Eisenoxyd und Manganoxyd, geht mit Wasser befeuchtet nicht auf, verschluckt aber im gepulverten Zustande viel Wasser, ohne sich zu erhitzen oder bedeutend an Volumen zuzunehmen und giebt einen kurzen Teig, welcher unter Wasser in wenigen Tagen erhärtet, aber an der Luft nur eine geringe Festigkeit erlangt (s. Mörtel).

Der Kalk hat eine ungemein verbreitete Anwendung; so dient er in der Chemie zur Darstellung der ätzenden und mehrerer Pflanzen-Alkalien, des Chlorkalkes und anderer Kalkpräparate, zur Bindung verschiedener Säuren, zur Abscheidung verschiedener Metalloxyde u. s. w., in der Seifensiederei zur Bereitung der Laugen, in der Bleicherei zum Bücken der Leinwand und des Kattuns, in der Färberei zur Anstellung der Blauküpen, in der Gerberei, zur Zerstörung animalischer Stoffe, wie der Leichname auf Schlachtfeldern, zur Enthaarung der Felle und bei der Pergamentfabrikation, in den Zuckerfabriken zum Schäumen des Zucker- und Rübensaftes, ferner zum Reinigen des Leuchtgases und anderer Gasarten von sauren Dämpfen, zur Absorption des Wasserdampfes in feuchten Räumen (bei Aufbewahrung von Pulver und rostenden Geräthschaften), zur Verfertigung von Kitt mit Eiweiß oder frischem Käse, als Polirmittel und zu vielen anderen Zwecken. Merkwürdig ist das Verhalten des Kalkes im Feuer, indem er die Gluht derselben verstärkt und deßhalb bei Ziegelbrennereien und ähnlichen Anstalten in der Nähe des Feuerraumes aufgestellt wird. Auch verstärkt er ungemein das Licht, weshalb er in dem Drummond'schen Licht von verbrennenden Knallgas getroffen ein äußerst blendendes Licht entwickelt, welches jetzt zu Signalen benutzt wird. Das Kalkwasser dient als innerliches und äußerliches Heilmittel, als Reagens auf Kohlensäure, Schwefelsäure und einige Pflanzensäuren u. s. w., zum Enthaaren der Felle, zum Raffiniren des Zuckers u. s. w. Seine wichtigste und verbreiteteste Anwendung des Kalkes ist aber die zum Mörtel als Bindungsmittel, Abputz und Anstrich.[95]) Ueber Kalkdüngung siehe bei kohlensaurem Kalk.

Die Kalksalze sind den Baryt- und Strontiansalzen sehr ähnlich, unterscheiden sich aber von den ersteren, daß ihre Lösungen nicht durch Kieselfluorwasserstoffsäure, und von letzteren, daß sie nicht durch Gypswasser gefällt werden; das empfindlichste Reagens ist die Oxalsäure, welche bei sehr starker Verdünnung

der Kalksalzlösungen noch eine wahrnehmbare Trübung veranlassen. Die Kalksalze färben die Flamme des verbrennenden Weingeistes rosenroth.[96])

Salpetersaurer Kalk (CaO, NO_5)

findet sich als Nitrocalcit mit 1 Mischungsgewicht Wasser verbunden, an Mauern ausgewittert, in welche Harn und andere verwesbare Stoffe dringen, in einigen Brunnenwässern, in der größten Menge aber in der Erde der Salpeterplantagen; krystallisirt nur schwierig und mit 6 Mischungsgewichten Wasser in farblosen, langen, sechsseitigen Prismen, zerfließt sehr leicht und löst sich sehr leicht in Wasser und Weingeist; beim Erhitzen entläßt er Sauerstoff und der Rückstand phosphorescirt nach der Insolation im Dunkeln. Er dient zur Darstellung des Salpeters.

Kohlensaurer Kalk (CaO, CO_2)

findet sich in der Natur in großer Menge vor und bildet zum Theil mächtige Gebirgszüge; ferner macht er den Hauptbestandtheil der Eier- und Krebsschalen, der Muscheln, Schneckengehäuse u. s. w. aus und findet sich auch in der Knochenerde; im Pflanzenreiche ist er nicht enthalten und der in der Asche sich vorfindende kohlensaure Kalk ist das Product der Einäscherung eines pflanzensauren Kalksalzes. Der mineralische kohlensaure Kalk findet sich theils krystallisirt, theils krystallinisch, theils derb, theils erdig und pulverig, der künstliche aber ist ein weißes, aus feinen Krystallen bestehendes Pulver und läßt sich unter gewissen Umständen auch mit Wasser verbinden und in sehr spitzen Rhomboëdern, rhombischen oder unregelmäßig sechsseitigen Säulen ($CaO, CO_2 + 5HO$) darstellen, die durch Weingeist $^2/_5$ Wasser verlieren, aber ihre Form behalten. Der kohlensaure Kalk ist theils farblos und durchsichtig, theils weiß und undurchsichtig, geruch- und geschmacklos und sehr wenig ($^1/_{16000}$) in reinem, dagegen sehr leicht in kohlensaurem Wasser löslich und entläßt bei mächtiger Glühhitze und besonders unter Mitwirkung von Wasserdämpfen die Kohlensäure vollständig. Die wichtigsten Arten des kohlensauren Kalkes sind:

1) Der Kalkspath oder Doppelspath findet sich in verschiedenen secundären Formen, deren gemeinschaftliche Grundform aber ein bestimmtes Rhomboëder ist, krystallisirt und ist theils farblos und durchsichtig, theils gelb, grau und anders gefärbt; er bricht das Licht doppelt und seine reineren Arten, namentlich der isländische Doppelspath, werden zu Versuchen über doppelte Strahlen-

brechung und Polarisirung des Lichtes benutzt. Der rhomboëdrische Kalkspath erscheint auch in stänglich abgesonderten, tropfsteinartigen und dichten Massen, die zur Darstellung von reinem Kalk benutzt werden. Der hierher gehörende Faserkalk ist verschiedenartig gefärbt und wird nicht selten zu Schmucksachen verarbeitet. Der Arragonit enthält gewöhnlich einige Procente kohlensauren Strontian oder kohlensaures Bleioxyd, und findet sich in regelmäßigen Octaëdern und spießigen Krystallen.

2) Körniger Kalk oder Urkalk, in der reinsten Beschaffenheit als Cararischer Marmor bekannt, ist von körnig-blätterigem Gefüge bis höchst feinkörnig, weiß, gelb, grau und anders gefärbt, gefleckt, vielfarbig und wenigstens an den Kanten durchscheinend und wird zu Bildhauerarbeiten, architektonischen Werken, Zierrathen u. s. w. verarbeitet, die weniger feinen Abarten aber zum Kalkbrennen, zu verschiedenen chemischen Präparaten, zur Entwicklung von kohlensaurem Gas u. s. w. benutzt.

3) Dichter Kalkstein kommt im Uebergangs- und Flötzgebirge vor, ist derb, gelblichgrau oder bläulichgrau und theils mit, theils ohne Versteinerungen und wird als Baustein bei Grund- und Wasserbauten benutzt, ist aber für Brandmauern und wegen seiner Neigung zur Salpeter- und Natronerzeugung für Mauerwerk von Kloacken und Viehställen nicht brauchbar und zum Chaussee- und Pflasterstein zu weich. Aus ihm wird vorzugsweise Kalk gebrannt und er dient auch als Zuschlag beim Schmelzen von Eisenerzen, beim Frischen phosphorhaltigen Eisens, zum Kalken der Felder u. s. w. Als Unterarten des dichten Kalksteins ist der Zechstein oder Alpenkalk, Rauchkalk, Muschelkalk, Korallenkalk und Jurakalk zu betrachten.

4) Lithographischer Stein ist ein dichter Kalkstein von hellgelb- und rauchgrauer Farbe, dicht und sehr gleichförmig im Gefüge, bricht in horizontalen Platten von verschiedener Stärke und umschließt eine große Anzahl von Versteinerungen aus der Pflanzen- und Thierwelt. Der gleichförmige, feinkörnige, von Adern, Flecken und weichen Stellen freie wird zum Lithographiren, der grobkörnige und sonst fehlerhafte aber zum Belegen von Fußboden und Trottoirs benutzt.

5) Kreide ist theils feinkörnig und weich, theils grobkörnig und hart, von weißer, ins Gelbliche und Graue ziehender Farbe und stets etwas thon-

und eisenoxydhaltig, nicht selten auch mergelig und mit feinkörnigem Quarzsand vermengt, enthält merkwürdige Versteinerungen und Lager von Feuerstein (meist in einzelnen Knollen), Thon und Mergel. Sie wird vielfach angewendet, wie in England zum Kalkbrennen und die härtere zu Bausteinen; ferner zum Zeichnen und so wohl im ungeschlemmten wie im geschlemmten Zustande zum Anstrich, zum Versetzen des Bleiweißes, zum Grundiren von Pergament und Holz, welches vergoldet werden soll, zum Putzen metallener Gegenstände, zum Glassatz, zu Kitt u. s. w. Hierher gehört auch die sogenannte Bergmilch oder Mondmilch, welche theils schwammartig, theils derb, theils locker verbunden, theils staubartig und von gelblichweißer, ins Graue und Röthliche spielender Farbe ist, außer Kalkerde noch Magnesia, Alaunerde und Eisenoxydul enthält und zur Verfertigung leichter, schwimmender Steine benutzt wird.

6) Süßwasserkalk oder Kalktuff gehört der neuesten Formation an, indem er sich fortwährend noch aus Kalk- und viel Kohlensäure enthaltenden Quellwässern an der Luft absetzt, ist matt, undurchsichtig, porös, derb und von den mannichfaltigsten Formen, je nach der Form der Substanz, auf der er sich abgesetzt hat, röhrenförmig, moosartig u. s. w., und schließt nicht selten vegetabilische und animalische Theile ein; er wird gleich den anderen Kalkarten, besonders aber zum Bau von Salpeterplantagen und die weichere, lockere Varietät, welche sägbar ist, als Baustein für leichte Gebäude benutzt.

7) Mergel ist ein Gemenge von kohlensaurem Kalk, Thon und Sand, je nach dem Vorwalten des Thons, Kalkes oder Sandes unterscheidet man Thonmergel (s. oben bei kieselsaurer Alaunerde (S. 242), Kalkmergel und Sandmergel. Der Sandmergel ist weiß oder gelblichweiß und von erdigem Bruch, zerblättert sich durch Einfluß der Atmosphärilien und zerfällt; er giebt beim Brennen einen mageren, fast hydraulischen Kalk und und wird leicht todtgebrannt. Man benutzt den Mergel zum Kalkbrennen und zum Mergeln der Felder von schwerem, fetten Thonboden. Der Sandmergel verhält sich wie der Kalkmergel, enthält aber mehr Sand und wird ebenfalls zum Mergeln benutzt. Man unterscheidet auch noch Eisenmergel, Gypsmergel und bituminösen oder schwarzen Mergel, nach dem Hervortreten von Eisenoxyden, Gyps oder Bitumen (Stinkmergel). Der Kupferschiefer ist ebenfalls ein Mergelschiefer.

Kohlensaurer Kalkbaryt ($CaO, CO_2 + BaO, CO_2$) findet sich natürlich als Barytocalcit in farblosen, gelblichen, grünlichen und graulichen, durchsichtigen bis durchscheinenden rhombischen Prismen.

Kohlensaure Kalkmagnesia findet sich als sogenannter Bitterkalk in verschiedenen Verbindungsverhältnissen: $CaO, CO_2 + MgO, CO_2$ ist der Dolomit, welcher theils krystallisirt und körnig (Bitterspath, spàthiger und stängeliger Dolomit), theils derb und körnig (körniger Dolomit, Rauhwacke zum Theil), theils dicht (dichter Dolomit, Rauhwacke zum Theil) vorkommt. Eine an kohlensaurer Magnesia ärmere Verbindung, nämlich ohngefähr $4CaO, CO_2 + 3MgO, CO_2$ und $5CaO, CO_2 + 3MgO, CO_2$, ist der Braunkalk, welcher entweder krystallisirt (spàthiger Braunkalk, Braunspath oder Perlspath) oder derb und faserig (faseriger Braunkalk) vorkommt. Alle Bitterkalke enthalten zugleich veränderliche Mengen von kohlensaurem Manganoxydul und Eisenoxydul und einige auch bis einige Procente Wasser.

Kohlensaurer Kalk ist in jeder Ackererde, aber in verschiedener Menge (zwischen 1—30 %) enthalten. Die kalkreicheren Bodenarten sind durch Verwitterung der oben beschriebenen kohlensauren Kalkarten entstanden und werden deßhalb auch Kalkboden genannt. Sie sind, mit Thon und Humus gemengt, meist sehr fruchtbar, bei vorherrschendem Kalk und Sand aber für die Vegetation untauglich, indem sich ein solcher Boden leicht und stark erhitzt und deßhalb rasch austrocknet; für solche Bodenarten müssen Humus- und thonreiche Materialien als die angemessensten Verbesserungsmittel angewendet werden. Der Urkalk widersteht den Atmosphärilien mehr oder minder stark, je nachdem er fein- oder grobkörnig ist, und bildet einen durchlässigen Untergrund und lockeren, bei einer ebenen Lage und angemessenen Düngung für die Vegetation nicht ungünstigen Boden. Der Uebergangskalk wird sehr leicht durch äußere Einflüsse zerstört; er zerklüftet und verwittert um so leichter, je mehr er Thon enthält, der entstehende Boden ist aber mager und für die Vegetation nicht sehr zuträglich, wird aber mit Zunahme des Thongehaltes besser. Reiner Zechstein widersteht ziemlich den Atmosphärilien, während der thon- und quarzreiche bald zerklüftet, erdig wird und zuletzt zu einem mergeligen, auch sandigen Kalkboden von ziemlicher Fruchtbarkeit zerfällt; ein Gleiches gilt vom Rauchkalk. Der Muschelkalk verwittert mehr oder weniger leicht und giebt einen mehr tho-

nigen oder mergeligen Boden, welcher der Vegetation, namentlich dem Weinstocke, dem Weizen- und Kleebau, sehr ersprießlich ist, bei vorwaltendem Kalk aber häufig mager und trocken ist und eine starke Düngung erfordert. Der feste, dichte Jurakalk widersteht der Verwitterung sehr lange und bildet einen für die Vegetation ungünstigen Felsboden, dessen Berggipfel gewöhnlich nackt und kahl sind und selten Quellen enthalten; der thonige, mergelige oder sandige Jurakalk wird hingegen leicht durch die Atmosphärilien zersetzt und giebt einen thonigen oder mergeligen, für die Vegetation und besonders für die Forstcultur sehr günstigen Boden. Die Mergelarten verwittern im Allgemeinen sehr leicht, zerspringen und zerfallen, und bilden, namentlich die thon- und quarzreichen einen sehr fruchtbaren Boden; mancher Mergel aus der Keuperformation zerfällt erst in Blättchen, die sich nach und nach in einen Boden umwandeln, auf welchem Getreide und Klee, auch Waldungen sehr gut gedeihen; der Kieselmergel zersetzt sich am schwierigsten und liefert deßhalb auch nur einen wenig tiefgründigen und ziemlich unfruchtbaren Boden; der Kupferschiefer ist wegen seines Metallgehaltes für die Vegetation sehr ungünstig. Die Kreide verhält sich gegen die Atmosphärilien sehr verschieden, indem sie zum Theil leicht verwittert und wie in den Kreidethälern Englands einen für Klee, Rüben, Korn und Weizen günstigen Boden liefert, theils sehr schwer verwittert und ihre Berge meist kahl und uncultivirbar sind; chloritische und mergelige Kreide verwittert leicht und giebt einen für Futterkräuter fruchtbaren Boden. Die Dolomite verwittern zwar im Ganzen leicht, doch geben sie wegen ihren großen Gehalt an Magnesia einen in der Näße sehr schlammigen, bei trockener Wärme einen sehr austrocknenden Boden.

Der Kalk wird so wohl im hydratischen, als auch im kohlensauren Zustand sehr häufig als Düngungsmaterial benutzt und zeigt sich dabei in vielen Fällen von sehr günstigem Erfolge. Seine Wirksamkeit beruht nicht so wohl darauf, daß er den Pflanzen als Nahrungsmittel dient, als vielmehr in seiner chemischen Wirkung auf die Bestandtheile des Bodens. Er wirkt nämlich auf die organischen Bestandtheile des Bodens, indem er durch seine Gegenwart die Absorption des atmosphärischen Sauerstoffgases sehr steigert und dadurch die Verwandlung jener organischen Körper in Kohlensäure, Wasser und sogenannten Humus beschleunigt. Besonders aber wirkt der Kalk vortheilhaft bei sehr

bündigem, aber humusreichem Thonboden, indem er hier nicht bloß ganz allein die Oxydation veranlaßt sondern auch allmälig den Thon zersetzt und dessen Kali in Freiheit setzt. Fester, bündiger Boden, welcher nur wenig den Zutritt des Sauerstoffes zu seinen inneren Theilen gestattet, verträgt deßhalb eine reichliche Kalkdüngung, und ist der Boden, wie gewöhnlich, eisenoxydulhaltig, so befördert er zugleich die Oxydation desselben. Auf moorige und vermooste Wiesen gestreut, bringt er, wenn diese entwässert werden können, eine gute Wirkung hervor und bald zeigen sich auf ihnen bessere Gewächse, deren Samen jahrelang todt im Boden gelegen haben. Ist jedoch die Wiese nicht trocken zu legen, so zeigt er mehr schädliche als vortheilhafte Wirkungen. Auch für Moorboden mit schwefelsauren Metallsalzen zeigt sich der Kalk, wenn der Boden trocken gelegt werden kann, sehr vortheilhaft, weil er die Metallsalze, das schwefelsaure Eisenoxydul zersetzt, sich selbst in Gyps verwandelt und das abgeschiedene Eisenoxydul bald in Oxydhydrat übergeht. Auf sandigem Boden ist hingegen die Kalkdüngung mit großer Vorsicht anzuwenden, indem bei größeren Quantitäten die junge Vegetation zerstört wird, und auf Kalkboden ist sie gar nicht nöthig und sogar schädlich.

Dem reinen Kalkhydrat ähnlich aber schwächer wirkt der kohlensaure Kalk als Düngmittel; man verwendet dann Kreide oder Mergel, welcher im Herbst ausgegraben und sogleich auf die Felder verstreut wird, wo er die Feuchtigkeit stark anzieht, aufschwillt und zerfällt. Die Kreide zeigt sich vorzüglich auf saurem Wiesen- und Weideland, ferner bei sehr bündigem Thonboden, welcher dadurch mürber und lockerer wird, wirksam. Wenn der Mergel Eisenoxydulverbindungen oder Bitumen enthält, so muß man ihn im ersteren Fall zuerst an der Luft zerfallen lassen, damit das Oxydul in Oxydhydrat übergeführt wird, im letzteren Falle, da das Bitumen für die Vegetation ebenfalls ungünstig ist, gelinde brennen, wodurch der Mergel an Porosität und dadurch an Fähigkeit gewinnt, die für die Vegetation vortheilhaften atmosphärischen Bestandtheile einzusaugen. Die Wirkung des Mergels ist zum Theil durch den nie fehlenden Kaligehalt seines Thones bedingt, welcher immer größer ist, als der in einem bereits längere Zeit cultivirten Boden. In ähnlicher Weise wirken für die Vegetation günstig die kalkhaltigen Abfälle bei manchen Gewerben, wie die ausgelaugte Asche (wo aber noch kieselsaures Kali ins Spiel kommt),

der Kalk, welcher zur Bereitung ätzender Laugen gedient hat, der Abfall bei der Bereitung des Salmiaks aus kohlensaurem Ammoniak und Chlorcalcium, oder der Soda aus Glaubersalz, Kalkstein und Kohle, die Absätze von den Chlorküpen und Blauküpen; diese enthalten den Kalk meist als Hydrat und kohlensaures Salz (bei der Sodabereitung auch als Schwefelcalcium, welches sich durch den Einfluß der Luft nach und nach in schwefelsauren Kalk verwandelt) und können daher zur Verbesserung von saurem Wiesen- und Moorboden verwendet werden.

Saurer kohlensaurer Kalk ($CaO, 2CO_2$)

findet sich sehr häufig als Bestandtheil der Brunnen- und vieler Mineralwässer, welche beim Verdunsten an der Luft das neutrale Salz (Sprudelstein von Karlsbad, Tropfstein in der Baumannshöhle, Bielshöhle u. s. w. und beim Kochen (Topfstein oder Kesselstein) absetzen und hierdurch nicht gut brauchbar für Dampfmaschinen werden, weil sich das Salz an den Wänden der Kessel als eine feste Kruste abscheidet, die beim Wechsel der Temperatur, durch Klopfen u. s. w. abspringt und so die glühende Metallfläche mit Wasser plötzlich in Berührung bringt, wodurch wegen der vergrößerten Dampfbildung Explosionen veranlaßt werden können (Verhinderungsmittel des festen Anhaftens sind Kartoffeln und Malz). Solche Wässer eignen sich auch nicht zum Waschen und zum Kochen der Hülsenfrüchte und des Malzes, da sie die Seife zersetzen und unwirksam machen, beim Kochen der Hülsenfrüchte und des Malzes kohlensauren Kalk auf diesen absetzen und sie gegen die Einwirkung des siedenden Wassers schützen, wohl auch eine Veränderung auf ihrer Schale hervorbringen. Derartige Wässer muß man vor dem Gebrauch eine halbe Stunde lang für sich kochen. Der saure kohlensaure Kalk ist es auch größtentheils, welcher von den Pflanzen assimilirt wird.

Unterchlorigsaurer Kalk (CaO, ClO)

ist nebst Calciumoxychlorid und Wasser der wirkende Bestandtheil des sogenannten Chlorkalkes oder Bleichkalkes ($CaO, ClO + CaCl, 3CaO + 15HO$), welches sich bei der Einwirkung von Chlorgas auf Kalkhydrat bei möglichst niedriger Temperatur bildet und fabrikmäßig dargestellt wird. Er ist ein weißes, chlorähnlich, doch abweichend riechendes Pulver, welches an der Luft Kohlensäure und Wasser anzieht und sich in Wasser unter Rücklassung von

Kalkhydrat und unter Entwicklung von Chlorgas löst. Die Lösung bleicht organische Substanzen und geht beim Kochen in chlorsauren Kalk über, wobei sich Chlorcalcium bildet. Beim Vermischen mit einer Säure, auch durch den Zutritt der atmosphärischen Kohlensäure, wird unterchlorige Säure abgeschieden, die in Berührung mit vielen organischen Substanzen, z. B. mit Farbstoffen, in Chlor und Sauerstoff zerfällt, welche Stoffe sich mit den Elementen der organischen Substanz verbinden und diese dadurch zerstören. Der Chlorkalk dient zum Bleichen des Kattuns, der Leinwand, der Lumpen für Papierfabrikation oder des Papierstoffes und zur Zerstörung stinkender, in fauliger Gährung begriffener organischer Stoffe und miasmatischer Materien und wird zu diesen Zwecken theils in der rein wäßrigen oder angesäuerten Lösung, theils trocken, theils als Räucherung (durch Uebergießen des trocknen Chlorkalks mit einer Säure oder einer Auflösung von saurem schwefelsaurem Kali) angewendet.

Chlorsaurer Kalk (CaO, ClO_5)

krystallisirt schwierig, wird an der Luft feucht und dient, durch Zersetzung mit Chlorkalium, zur Darstellung des chlorsauren Kali's.

Schwefelsaurer Kalk (CaO, SO_3)

findet sich natürlich und zwar wasserfrei als Anhydrit in durchscheinenden bis undurchsichtigen, weißen, grau-, gelb- und röthlichweißen, geraden rechtwinkligen Säulen, auch in strahligen und körnigen Massen und mit 2 Mischungsgewichten Wasser als Gypsspath oder Marienglas in durchsichtigen, farblosen, schiefen rechtwinkligen Säulen und in faserigen, schaumigen und erdigen, verschiedenartig gefärbten Massen. Der körnige, weiße, gelblichgraue oder röthliche, gefleckte, gestreifte oder geaderte Gyps heißt Alabaster, der derbe, grob- und fein-, meist gerad-, selten krummfaserige heißt Fasergyps, der lose, feinschuppige, schnee- oder gelblichweiße Schaumgyps und der staubartige Gypserde (der Thongyps ist ein aus Gypsspath, körnigem und faserigem Gyps und Thon innig gemengtes Gestein, welches sehr leicht an der Luft zu unreiner Gypserde zerfällt). Der schwefelsaure Kalk findet sich auch mit schwefelsaurem Natron als Glauberit ($CaO, SO_3 + NaO, SO_3$) in wasserfreien, rhombischen Prismen und mit schwefelsaurem Kali und Magnesia nebst Spu-

ren von Eisenchlorür, Eisenoxyd, Chlormagnium und Chlornatrium als Polyhalit ($2[CaO, SO_3] + KO, SO_3 + MgO, SO_3 + 4HO$) in schiefen, rhombischen Prismen. Der künstliche schwefelsaure Kalk ist ein weißes Pulver oder stellt sehr kleine Nadeln dar. Der Gyps verliert bei 100° sein Krystallwasser und zerfällt zu einem weißen Pulver, welches beim Befeuchten mit Wasser dieses wieder aufnimmt und zu einer festen Masse (Gypsguß) gesteht. Er löst sich in 400 Th. Wasser zu einer geschmacklosen Flüssigkeit, welche beim Vermischen mit Seifenlösung unlöslichen fettsauren Kalk abscheidet (viele Brunnenwässer haben wegen Gypsgehalt dieselbe Eigenschaft und sind deßhalb zum Waschen untauglich, da der fettsaure Kalk keine reinigende Kraft besitzt; solche Wässer werden harte Wässer genannt und können nur nach dem Vermischen mit einer entsprechenden Menge kohlensauren Alkali benutzt werden), beim Verdunsten Gyps (Pfannenstein, Kesselstein zum Theil) absetzt und in Berührung mit verwesenden oder faulenden organischen Substanzen den Geruch und Geschmack des Schwefelwasserstoffs erhält, indem der Sauerstoff des Kalkes und der Schwefelsäure von der organischen Substanz angezogen und Schwefelcalcium gebildet wird, welches sich durch die Einwirkung der Kohlensäure und Wasser wieder in kohlensauren Kalk und Schwefelwasserstoff zersetzt (Entstehung kalter Schwefelwässer aus Gypswasser, welches durch moorigen Boden sickert). Der Gyps wird zu verschiedenen Zwecken benutzt; so das Marienglas in dünne Blättchen gespalten als Stellvertreter des Fensterglases (in Rußland), ferner der gewöhnliche Gyps gepulvert zum Putzen von Edelsteinen und Perlen, als Streupulver für Schriftzüge, zum Düngen von Wiesen und Kleefeldern, ferner zum Brennen, um ihn dann theils mit Sand vermischt als sogenannten Sparkalk zum Abputz und zum Gypsguß für Fußböden, theils zu Büsten und dergl. zu verwenden, der Alabaster zu Vasen, Uhrgehäusen, Verzierungen, Bildhauerarbeiten und dergl., auch als Baustein. Auch wird der Gyps zur Porzellanfabrikation und in chemischen Fabriken, z. B. zur Umwandlung des rohen kohlensauren Ammoniaks in schwefelsaures Ammoniak benutzt. Er wird auch bei verschiedenen chemischen Operationen als Nebenproduct, z. B. bei der Abscheidung verschiedener Pflanzensäuren, wie der Weinsteinsäure gewonnen, und dient nicht allein in seiner Lösung als Reagens, sondern auch im festen Zustand als Austrocknungsmittel für Niederschläge u. s. w.

Der Gyps ist ein häufiger Bestandtheil der Bodenarten und wird leicht in diese übergeführt, da, wenn er nicht krystallinisch ist, leicht verwittert. Ein solcher Boden, sogenannter Gypsboden, erwärmt sich leicht in der Sonne und behält die empfangene Wärme lange, hält aber nur wenig tropfbares Wasser zurück und läßt es wegen seiner starken Erwärmung bald wieder verdunsten. Der Gyps ist die Quelle des Schwefels, der sich in den Pflanzen vorfindet, indem er, wie oben angeführt, durch die Berührung mit verwesenden oder faulenden organischen Substanzen desoxydirt und in Schwefelcalcium, dieses aber zum Theil durch die Einwirkung der atmosphärischen Kohlensäure in Schwefelwasserstoff und kohlensauren Kalk verwandelt und ersterer von den Pflanzen aufgenommen, zum Theil er selbst wegen seiner Löslichkeit in Wasser von den Pflanzen im gelösten Zustand aufgesogen und assimilirt wird. Er ist also ein für viele Pflanzen günstiger Bestandtheil des Ackerbodens, kann aber auch, wenn er im Uebermaß vorhanden, nachtheilig wirken, da er sich dann in den Saftgefäßen niederschlägt und diese verstopft. Gypsreiche Felder werden durch Thon, Lehm oder Sand verbessert. Der Gyps ist ferner ein vortreffliches Mittel, um das bei der Fäulniß stickstoffhaltiger Körper sich bildende Ammoniak zu fixiren, d. h. es gegen das Entweichen in die Luft zu schützen; zu diesem Zweck werden die Excremente und überhaupt faulende Stoffe mit Gyps vermengt, wodurch das sich bildende kohlensaure Ammoniak sogleich in schwefelsaures Ammoniak, der Gyps aber in kohlensauren Kalk verwandelt wird und er also in dieser veränderten Form wesentlich zu dem Gedeihen der Pflanzen beiträgt.

Der Gyps ist demnach ein wichtiges Düngematerial und namentlich für solche Pflanzen, welche Schwefel und Stickstoff enthalten, wohin besonders die Hülsenfrüchte gehören; ersteren enthält er selbst, letzteren giebt er durch Aufnahme des Ammoniaks, welches theils durch den Dünger zugeführt, theils aus der Luft und durch Regenwasser aufgenommen, in schwefelsaures Ammoniak verwandelt und als solches von den Pflanzen assimilirt wird. Bei Gewächsen, welche auf gleicher Fläche weit weniger schwefel- und stickstoffhaltige Substanzen produciren, wie z. B. bei Halmfrüchten, ist das Gypsen der Felder nur von geringem Erfolg, so wie auch bei solchen Feldern, die bereits Gyps oder solche Substanzen enthalten, welche auf das Ammoniak absorbirend wirken, wie

z. B. sauren Humus oder Thonmergel enthaltender Ackerboden. Die Wirkung des Gypses zeigt sich besonders, wenn vor dem Ausstreuen desselben ein milder Regen vorangegangen und nach dem Bestreuen einige stille, warme und trübe Tage folgen, so daß der Gyps einige Tage auf den Blättern liegen bleibt, wo dann z. B. die Kleeblätter schon binnen zwei Tagen eine weit dunklere Farbe und das Zeichen eines viel kräftigeren Wachsthums haben, als die auf ungegypsten Feldern. Sind die meteorischen Verhältnisse und der Boden von der Art, daß der ausgestreute Gyps weder weggeschwemmt, noch in den tiefen Unterboden gezogen wird, so zeigt sich die günstige Wirkung des Gypses mehrere Jahre hintereinander. Folgt dem Gypsen des Klees alsbald ein starker Regen, so schlemmt das Wasser den Gyps rasch weg und er zeigt natürlich einen weniger günstigen Erfolg; dasselbe findet auch statt bei trockner, warmer Witterung und ist die Temperatur sehr niedrig, so wird durch die gestörte Fäulniß der organischen Substanzen auch die Desoxydation und Verwandlung des schwefelsauren Kalkes in Schwefelcalcium (und die Zersetzung desselben in Schwefelwasserstoff und kohlensauren Kalk) unterbrochen und das Gypsen zeigt sich bei niedriger Temperatur, die Luft mag feucht oder trocken sein, fast ganz ohne Erfolg.

Statt des Gypses wird auch der Dornstein und Pfannenstein der Salinen häufig als Düngematerial angewendet; ersterer besteht größtentheils aus schwefelsaurem und kohlensaurem Kalk mit wenig Kochsalz und etwas Eisenoxyd; letzterer enthält aber neben schwefelsaurem und kohlensaurem Kalk viel Kochsalz und Glaubersalz. Diese Stoffe äußern eine besonders auffallende Wirkung auf kalkreichen Humusboden, wo das Kochsalz durch den Kalk des Bodens zersetzt wird und Chlorcalcium, welches durch die Nässe in den Untergrund gezogen wird, und kohlensaures Natron entstehen. Auch fällt bei verschiedenen chemischen Processen mehr oder minder reiner schwefelsaurer Kalk ab, welcher als Düngemittel verwendet werden kann. Ist der Boden sehr kalkreich, so wirkt auch das Begießen mit verdünnter Schwefelsäure (vergl. S. 110) ungemein günstig, indem hier neben der Bildung von schwefelsaurem Kalk (oder Ammoniak) auch Freiwerden von Kohlensäure stattfindet, die in Wasser gelöst theils von den Pflanzen aufgesogen wird, theils auf andere Steinarten zersetzend wirkt. Der Schlamm und die Mutterlauge von Vitriol- und Alaun-

siedereien, so wie das bei der Chlorbereitung abfallende schwefelsaure Manganoxydul lassen sich wohl auf kalkreichen Boden mit Vortheil anwenden, wenn den abgeschiedenen kohlensauren Metalloxyden Zeit gelassen wird, sich so weit zu oxydiren, daß sie nicht mehr auf die Vegetation nachtheilig wirken.

Kieselsaurer Kalk

findet sich in verschiedenen Verhältnissen und mit anderen Silicaten verbunden, nämlich:

CaO,SiO_3 als Kalktrisilicat;

$CaO,SiO_3 + Al_2O_3,SiO_3$ als Skolezit;

$CaO,SiO_3 + Al_2O_3,3SiO_3 + HO$ als Aedelforsit;

$CaO,SiO_3 + Al_2O_3,3SiO_3 + 6HO$ als Stilbit;

$CaO(NaO),SiO_3 + 3(Al_2O_3,2SiO_3) + 5HO$ als Epistilbit;

$3(CaO,SiO_3) + 4(Al_2O_3,3SiO_3) + 18HO$ als Heulandit;

$3CaO[NaO|,SiO_3) + 4(Al_2O_3,2SiO_3) + 24HO$ als Brewsterit;

$CaO(NaO),SiO_3 + Al_2O_3,SiO_3 + 2HO$ als Harringtonit;

$CaO(NaO),SiO_3 + Al_2O_3,SiO_3 + 3HO$ als Lehuntit;

$3(CaO[NaO],SiO_3 + 4(Al_2O_3,SiO_3) + 12HO$ als Chalitith;

$3(CaO,SiO_3) + 5(Al_2O_3,SiO_3) + 12HO$ als Poonahlit;

$3(CaO[KO],SiO_3) + 5(Al_2O_3,SiO_3) + 15HO$ als Antrimolith;

$3(CaO,SiO_3) + 4(Al_2O_3,SiO_3) + 12HO$ als Leonhardit;

$(3CaO + 2SiO_3)$ als Wollastonit und Tafelspath;

$(3CaO + 2SiO_3) + 2(3MnO + 2SiO_3)$ als Bustamit;

$(3CaO + 2SiO_3) + 5(Al_2O_3[Fe_2O_3] + 2SiO_3)$ als Skorilit;

$(3CaO + 2SiO_3) + 3(Al_2O_3,2SiO_3) + 12HO$ als Laumonit;

$(3CaO + 2SiO_3 + 3(Al_2O_3,2SiO_3) + 18HO$ als Sphärostilbit;

$(3CaO + 2SiO_3) + Al_2O_3,SiO_3 + 9HO$ als Glottolith;

$4(3CaO + 2SiO_3) + 3(KO[NaO],SiO_3) + 3HO$ als Pektolith;

$(3CaO[MgO,FeO] + 2SiO_3)$ als Augit;

$(3CaO[NaO] + 2SiO_3) + 2(Al_2O_3,SiO_3)$ als Skapolith;

$(3CaO[MgO] + 2SiO_3) + 3(Al_3O_3,SiO_3)$ als Barsowit;

$(3CaO[MgO,FeO] + 2SiO_3) + 2(Al_2O_3,SiO_3)$ als Amphodelith;

$(3CaO[MgO,NaO] + 2SiO_3 + 3(Al_2O_3,SiO_3)$ als Bytowit;

$(3CaO[NaO] + 2SiO_3) + 3(Al_2O_3,2SiO_2) + 6HO$ als Ledererit;

$(3CaO[NaO,KO] + 2SiO_3) + 3(Al_2O_3,2SiO_3) + 18HO$ als Gmelinit;
$(3CaO[KO] + 2SiO_3) + 4(Al_2O_3,2SiO_3) + 18HO$ als Phillipsit;
$(3CaO[MgO,FeO] + SiO_3)$ als Batrachit;
$(3CaO[FeO] + SiO_3) + 2(Al_2O_3[Fe_2O_3,Mn_2O_3] + SiO_3$ als Epidot;
$(3CaO + SiO_3) + 2(Al_2O_3,SiO_3)$ als Mejonit;
$(3CaO[KO] + SiO_3) + 4(Al_2O_3,SiO_3) + 15HO$ als Zeagonit;
$(3CaO[NaO] + SiO_3) + 3(Al_2O_3,SiO_3)$ als Indianit;
$2(3CaO + SiO_3) + (SiO_3, 2[FeO_2O_3]Al_2O_3)$ als Gehlinit;
$(3CaO + SiO_3) + Al_2O_3,SiO + HO$ als Prahnit;
$(3CaO + 4SiO_3) + 6HO$ als Okenit.

Diese Gesteine werden ebenfalls durch die Atmosphärilien langsam zersetzt und geben einen kieselsäurehaltigen Kalk- oder Thonboden. Auch werden einzelne derselben bei der Glasfabrikation und als Zuschlag bei Erzausschmelzungen benutzt. Kieselsaurer Kalk macht überhaupt einen häufigen Bestandtheil der Glassorten aus und bildet sich auch bei der Verhärtung des Kalkmörtels.

Borsaurer Kalk

findet sich mit kieselsaurem Kalk und Wasser verbunden als Datolith $(3[CaO, BO_3] + [3CaO + 4SiO_3] + 3HO)$ in farblosen, schiefen, rhombischen Säulen und als Botryolith $(3[CaO,BO_3] + [3CaO + 4SiO_3] + 6HO)$ in nierenförmigen, zartfaserigen Massen.

Phosphorsaurer Kalk

findet sich im neutralen Zustande in kohlensäurehaltigem Wasser gelöst als Bestandtheil mancher Mineralwässer und fällt als ein weißes, krystallinisches Pulver $(PO_5, 2CaO + 4HO)$ nieder, wenn zu einer Lösung von Chlorcalcium gewöhnliches phosphorsaures Natron (nicht im umgekehrten Falle) getröpfelt wird. In einem basischen Zustande findet sich der phosphorsaure Kalk im Skelett der Wirbelthiere und in allen Flüssigkeiten des thierischen Körpers gelöst; die Knochenasche ist hauptsächlich eine Verbindung von Phosphorsäure und Kalk $(8CaO + 3PbO_5)$ und löst sich leicht in Salzsäure und Salpetersäure, auch in kohlensaurem Wasser; aus der salzsauren Auflösung der Knochenasche wird dieses Kalksalz rein durch Ammoniak niedergeschlagen. Drittel-phosphorsaurer Kalk $(PO_5,3CaO)$ findet sich mit Chlor- oder Fluorcalcium oder mit beiden in den Apatiten oder Spargelsteinen $(3[PO_5, 3CaO] + CaCl$

oder CaF oder Ca(Cl)F, von denen man späthigen Apatit oder Apatitspath, welcher in grünen und blauen sechsseitigen Säulen krystallisirt ist, faserigen Apatit oder Phosphorit, der in traubigen, nierenförmigen und derben Massen vorkommt, körnigen Apatit und erdigen Apatit unterscheidet. Durch Verdampfen der Lösung des drittelphosphorsauren Kalkes in Phosphorsäure, Salzsäure u. s. w. erhält man kleine, an der Luft feucht und zähe werdende Krystallschuppen (CaO, PO_5). Auch Phosphorsäure, welche aus Knochenasche mit nicht hinreichender Schwefelsäure (155 Th. Knochenasche mit mehr als 98 und weniger als 147 Th. concentrirter Schwefelsäure zersetzt) gewonnen worden ist, enthält diese Verbindung neben freier Phosphorsäure. — Die Knochenasche dient zur Bereitung von Phosphorsäure und Phosphor, als Zusatz bei der Fabrikation von Milchglas und durchscheinendem Porzellan; zur Anfertigung von Kapellen für das Abtreiben des Silbers im Kleinen, und im feingepulverten Zustande als Putzpulver für Messing und als Zahnpulver. Hauptsächlich werden aber die zerstampften Knochen, so wohl gebrannt wie ungebrannt, als Düngematerial benutzt.

Der phosphorsaure Kalk ist ein Bestandtheil des fruchbareren Ackerbodens und diesem entweder durch die in Form von Dünger zugeführten Pflanzen- und Thierüberreste einverleibt oder durch die Verwitterung verschiedener Gesteine, welche phosphorsauren Kalk enthalten, zugeführt worden. Der Apatit, welcher zwar nicht so häufig und massenweise wie der Gyps vorkommt, ist doch ziemlich verbreitet und bildet einen selten fehlenden untergeordneten Gemengtheil des Granits, Gneises, Glimmerschiefers u. s. w. Er wird durch die atmosphärische Feuchtigkeit und Kohlensäure langsam gelöst und in dieser Form von den Pflanzen aufgenommen. Namentlich sind es diejenigen Pflanzen, welche vorzugsweise als Nahrungsmittel dienen, die Halmenfrüchte, die den phosphorsauren Kalk in der größten Menge enthalten und zur Ueberführung desselben in den thierischen Körper dienen. Boden, der arm an phosphorsaurem Kalk ist oder ihn gar nicht enthält, ist deßhalb gar nicht für den Getreidebau geeignet und es muß ihm, wenn er hierzu dienen soll, Düngematerialien mit phosphorsaurem Kalk zugeführt werden. Dieses geschieht nun, wie oben erwähnt, durch die vegetabilischen und animalischen Ueberreste, namentlich in Form von Stroh und Knochen, oder da, wo aus phosphorsaurem Kalk bestehende Ge-

steine häufig sind, durch diese, welche dann auf dieselbe Weise, wie S. 110 für die Knochen angeführt ist, vorbereitet werden können.

Arsenigsaurer Kalk ($AsO_3, 2CaO$)

ist für die Ermittlung der arsenigen Säure von Wichtigkeit, da diese beim Vermischen mit überschüssigem Kalkwasser das Salz fallen läßt, das sich sehr schwierig in reinem, mehr in kochsalzhaltigem Wasser, leicht in Ammoniaksalzen und verdünnten Säuren löst, was bei gerichtlich-chemischen Untersuchungen sehr zu berücksichtigen ist.

Arsensaurer Kalk

findet sich natürlich als Haidingerit ($AsO_5, 2CaO + 3HO$) und als Pharmakolith ($AsO_5, 2CaO + 6HO$) und mit phosphorsaurer Magnesia als Pikropharmakolith ($AsO_5, 5CaO + AsO_5, 5MgO + 10HO$) und mit Manganoxydul als Berzeliit ($15CaO + 14MgO + MnO + 10AsO_5$).

Wird der Kalk in einem Strom von Chlorgas oder Salzsäuregas erhitzt, so verwandelt er sich unter Freiwerden von Sauerstoffgas oder Bildung von Wasser in

Chlorcalcium.

Dieses enthält auf 20,0 Th. Calcium 35,4 Th. Chlor, ist also eine Verbindung von gleichen Mischungsgewichten beider Körper und wird durch CaCl bezeichnet. Es findet sich im Steinsalz, Sool- und Meerwasser und in einigen Brunnenwässern und wird häufig als Nebenproduct bei chemischen Processen gewonnen, aber auch absichtlich durch Lösen von Marmor in Salzsäure oder durch Zersetzung der Mutterlauge von Salinen mit kohlensaurem Kalk dargestellt.

Das Chlorcalcium krystallisirt aus seiner bis zur Syrupdicke verdunsteten wäßrigen Lösung beim Erkalten mit 49% Wasser in farblosen, langen, gestreiften, vier- und sechsseitigen Säulen ($CaCl, 6HO$), welche beim Erhitzen schmelzen und nach Entfernung des Wassers eine glasartige, farblose, durchscheinende Masse hinterlassen, welche nach der Insolation einige Zeit im Dunkeln leuchtet (Homberg'scher Phosphor). Das wasserfreie Chlorcalcium

löst sich in Wasser unter Wärmeentwicklung, das krystallisirte oder bis zur Trockne eingedampfte unter Temperaturerniedrigung; auch löst es sich in Weingeist und ertheilt der Flamme desselben eine gelbrothe Färbung. Wird die wäßrige Lösung mit Kalkhydrat gekocht, so scheiden sich bei der Abkühlung dünne silberglänzende Schuppen ($CaCl + 3CaO + 16HO$) ab, die durch Wasser und Weingeist in Chlorcalcium und Kalkhydrat zerlegt werden; auch bildet sich ein Calciumoxychlorid, wenn das wasserfreie Chlorcalcium an der Luft anhaltend und unter öfterem Befeuchten mit Wasser geglüht wird.

Man bedient sich des Chlorcalciums als einer stark wasseranziehenden Substanz zur Entwässerung von Gasarten, zur Bestimmung des Wassergehaltes derselben und zur Entwässerung verschiedener Flüssigkeiten, wie des Weingeistes u. s. w., ferner zur Darstellung des Chlorbaryums, bei der Bereitung der Weinsteinsäure und des Salmiaks, bei der Reinigung des Boraxes, in der Steindruckerei zur Feuchterhaltung der lithographischen Steine, und des krystallisirten oder eingedampften zu Frostmischungen (3 Th. krystallisirtes Chlorcalcium und 2 Th. Schnee von 0° lassen das Quecksilber im Thermometer auf — 45° C. fallen). Auch wird es als Düngmaterial für Felder benutzt, indem man die Mutterlauge der Salinen mit Kalkhydrat bis zur alkalischen Reaction vermischt und dann eindampft, wodurch man ein Gemenge von Gyps, Magnesia, Kochsalz, Chlorcalcium, Chlorkalium und freien Kalk erhält.

Wird eine concentrirte Kalksalzlösung mit Fluorwasserstoffsäure vermischt, so scheidet sich

Fluorcalcium

ab, welches auf 20,0 Th. Calcium 18,88 Th. Fluor enthält, also aus gleichen Mischungsgewichten Metall und Fluor besteht und durch CaF bezeichnet wird. Es findet sich als Flußspath und in geringer Menge in einigen andern Mineralien, wie im Apatit, Yttrocerit und auch im Pflanzen- und Thierreich, so namentlich in dem Schmelz der Zähne und in den Knochen.

Der Flußspath findet sich in durchsichtigen oder auch nur durchscheinenden, farblosen, gelblichgrünen, veilchenblauen und grauen Octaëdern und Würfeln,

auch in derben Massen und erdig, leuchtet meist beim Erhitzen im Dunkeln (besonders stark und mit schön smaragdgrünem Schein der sibirische Flußspath, welcher Chlorophan heißt und auch nach der Insolation phosphorescirt), verknistert bei stärkerer Hitze und schmilzt erst bei starkem Glühen zu einem undurchsichtigen Glas; er wird leicht durch Schwefelsäure, nicht durch Alkalien zersetzt.

Man benutzt den Flußspath zur Darstellung der Fluorwasserstoffsäure, als Zusatz beim Schmelzen von Kupfer- und Eisenerzen, mit Gyps und Schwerspath verschmolzen zum Email auf eiserne Kochgeräthe und verarbeitet die größeren reinen Massen zu Vasen und dergl.

Schwefelcalcium (CaS)

wird auf dieselbe Weise aus dem Gyps dargestellt, wie das Schwefelbaryum aus Schwerspath, ist röthlichweiß, leuchtet nach der Insolation im Finstern, schmeckt nach faulen Eiern und alkalisch und löst sich in 500 Theilen Wasser, krystallisirt aber beim Erkalten großen Theils wieder aus. Es wird zur Darstellung der Hahnemann'schen Weinprobe und theils für sich, theils mit Schwefelantimon verbunden als Heilmittel benutzt. — Wird Kalk mit Schwefel gekocht, so bildet sich eine Lösung von Fünffach-Schwefelcalcium (CaS_5), welche zur Darstellung der Schwefelmilch dient und früher auch statt der Pottasche bei der Leinwandbleicherei vorgeschlagen worden ist.

Phosphorcalcium (Ca_2P?)

entsteht neben phosphorsaurem Kalk beim Zusammenbringen von Phosphor mit gelinde glühendem Kalk, ist schwarz oder rothbraun, verliert in verschlossenen Gefäßen stark erhitzt allen Phosphor, verbrennt beim Erhitzen an der Luft zu phosphorsaurem Kalk und entläßt in Berührung mit Wasser leicht entzündliches, beim Uebergießen mit Salzsäure schwer entzündliches Phosphorwasserstoffgas. Wird Kalk bei 150° mit Phosphor in einem verschlossenen Gefäße erhitzt, so bildet sich ein gelbes Pulver, welches sich an der Luft von selbst entzündet und wahrscheinlich nur ein Gemenge von Kalk und Phosphor ist.

Die Verbindungen des Calciums mit den übrigen nicht metallischen Stoffen und mit den Metallen sind ohne weiteres Interesse.

---

20. Natrium.

Natrium. Na = 23,0 oder 287,20.

Dieses Metall findet sich sehr häufig, aber nie frei, sondern entweder mit Chlor verbunden als Steinsalz und in den Soolen vieler Mineral- und Quellwässer und im Meerwasser gelöst, oder oxydirt und mit Säuren verbunden, wie mit Kohlensäure, Schwefelsäure und Borsäure theils in Quell- und Seewasser gelöst, theils fest, ferner mit Salpetersäure, Phosphorsäure und mit Kieselsäure (kieselsaures Natron ist ein Bestandtheil sehr vieler Gesteine). Im Pflanzenreich findet es sich als Chlor- oder Jodnatrium besonders in den Seestrandgewächsen, ferner als schwefelsaures und pflanzensaures Salz, in dem Thierreich als Chlornatrium und als schwefelsaures, kohlensaures, phosphorsaures und organisch-saures Salz. Es wird durch Zersetzung der Oxyddämpfe mit glühendem Eisen oder aus dem kohlensauren Salz durch Glühen mit Kohle gewonnen.[98])

Das Natrium, welches wegen seines Vorkommens in der Soda auch **Sodium** genannt wird, ist silberweiß, starkglänzend, von 0,972 specif. Gewicht und bei — 20° ziemlich hart, bei 0° noch dehnbar und bei gewöhnlicher Temperatur von Wachsconsistenz, wird bei 50° weich, schmilzt bei 90° und verdampft bei der Rothglühhitze in farblosen Dämpfen; es ist ein sehr guter Leiter für Wärme und Elektricität.

Es hat nur Anwendung zur Darstellung der Erdalkali- und der Erdmetalle, sowie auch bei anderen wissenschaftlich-chemischen Arbeiten.

Das Natrium überzieht sich in einem verschlossenen Gefäß mit wenig Luft in Berührung mit einer grauen Haut (**Natriumsuboxyd** = Na_2O), weßhalb es wie das Kalium in einem sauerstofffreien Raum, am besten

unter rectificirtem Steinöl aufbewahrt werden muß) und verbrennt beim Erhitzen an der Luft mit gelber leuchtender Flamme und unter Funkensprühen zu

Natriumoxyd.

Dieses enthält auf 23 Th. Metall 8 Th. Sauerstoff und ist also eine Verbindung aus gleichen Mischungsgewichten beider Elemente und wird durch NaO (= 31,0) bezeichnet.

Das Natriumoxyd, welches wegen seines Vorkommens in dem Natronsalz gewöhnlich nur Natron *) genannt wird, ist eine graue, erst bei starker Rothglühhitze schmelzende und nur schwierig flüchtige Substanz, welche geruchlos ist, in Verbindung mit Wasser auf thierische Stoffe sehr zerstörend und auf die Pflanzenfarben verändernd wirkt, indem es das geröthete Lackmus blau, den Fernambukauszug roth, den Veilchen- oder Rothkohlauszug grün und Curcumäauszug braunroth färbt. Es verbindet sich mit Wasser und Säuren und ist nur in diesen Verbindungen von allgemeinem Interesse.

Das Natronhydrat (NaO, HO) bildet sich beim Vermischen des Natrons mit wenig Wasser unter bis zum glühenden Schmelzen des entstandenen Hydrates gesteigerter Wärmeentwicklung und bei dem Befeuchten des Natriums mit Wasser unter Entflammung (Natrium in Wasser geworfen oxydirt sich ohne Entzündung) und wird aus dem kohlensauren Natron durch Aetzkalk geschieden. [99])

Das Natronhydrat stellt eine weiße, undurchsichtige, spröde Masse von faserigem Bruch und 2,0 specif. Gewicht dar, schmilzt vor dem Rothglühen und verflüchtigt sich bei der Rothglühhitze, schmeckt sehr scharf, ätzend und alkalisch, verhält sich überhaupt gegen die thierischen Stoffe und Pflanzenfarben wie das Natron, zieht an der Luft Kohlensäure an und zerfällt endlich zu kohlensaurem Natron, löst sich in Wasser unter Wärmeentwicklung, auch in starkem Weingeist, und krystallisirt aus der concentrirten wäßrigen Lösung bei starker Kälte in durchsichtigen, farblosen, leicht schmelzbaren, vierseitigen Tafeln. Die wäßrige Lösung bildet mit den Fetten, Oelen, Wachs und

---

*) Der Name Natron, früher Nitron, stammt aus dem Griechischen von nipto, was Waschen heißt, weil man sich seiner schon früher zur Bereitung der Seife bediente.

Harz Seifen und löst Schwefel, Kieselerde, Alaunerde und einige Metalloxyde und Schwefelmetalle auf.

Das Natronhydrat wird in seiner wäßrigen Lösung hauptsächlich in der Seifensiederei, zum Waschen und zum Bleichen, sonst aber noch zur Fällung verschiedener Metalloxyde benutzt.

Die Natronsalze sind bei farbloser Säure farblos, meist krystallisirbar und zeichnen sich besonders dadurch aus, daß sie gewöhnlich eine große Menge Krystallwasser aufnehmen und dieses in der Wärme unter Zerfallen der Krystalle wieder entlassen, und daß sie mit Ausnahme eines einzigen in Wasser leicht löslich sind, weßhalb sie in ihren Lösungen durch das negative Verhalten gegen die gewöhnlichen Reagentien erkannt werden; nur die concentrirte Lösung des antimonsauren Kalis verursacht in den Lösungen der Natronsalze einen flockigen Niederschlag, welcher sehr bald in quadratische Prismen übergeht, und Kieselfluorwasserstoffsäure giebt in sehr concentrirten Natronsalzlösungen einen gallertartigen, unter dem Mikroskop sich aus sechsseitigen Prismen bestehend zeigenden Niederschlag. Die Natronsalze sind meist feuerbeständig, färben die Löthrohrflamme gelb und wirken nicht auf das durch Nickeloxyd gelb gefärbte Boraxglas. [100]

Salpetersaures Natron (NaO, NO_5),

auch Würfel- oder Natronsalpeter, und wegen seines Vorkommens in amerikanischen Südseeländern auch Südsee- oder Chilesalpeter benannt, krystallisirt in wasserfreien, stumpfen, das Licht stark brechenden Rhomboëdern, wird an der Luft feucht und löst sich leicht im Wasser; es verpufft beim Erhitzen mit brennbaren Körpern langsam und mit pomeranzengelber Lichterscheinung, dient zur Darstellung von Salpetersäure und schwefelsaurem Natron, von Kalisalpeter und Soda, zum Einpökeln der Fleischwaaren und in der Feuerwerkerei (kann jedoch nicht zur Fabrikation des Schießpulvers verwendet werden, da ein derartiges an der Luft feucht wird, auch nur langsam abbrennt); hat in der neuesten Zeit eine große Wichtigkeit für die Landwirthschaft als Düngmaterial erhalten.

Kohlensaures Natron, neutrales (NaO, CO_2),

wegen seines Vorkommens in der Soda auch Sodasalz benannt, findet sich als Ausblühung an der Oberfläche der Erde in Ungarn, Böhmen und Italien,

ferner in einigen Seen Afrikas und Asiens, und in einigen Mineralwässern gelöst und mit kohlensaurem Kalk als Gaylussit, und wittert auch nicht selten aus feuchten Mauern (fälschlich Mauersalpeter genannt). Es krystallisirt mit 62¾ Proc. Wasser ($NaO, CO_2 + 10 HO$) in farblosen, durchsichtigen, alkalisch reagirenden und laugenhaft schmeckenden, schiefen rhombischen Säulen, zerfällt an der Luft, schmilzt bei 160° in seinem Krystallwasser und löst sich in 2 Th. kaltem und 1 Th. heißem Wasser. Wird das im Krystallwasser geschmolzene Salz von dem ungeschmolzenen abgegossen, eingedampft und der Krystallisation überlassen, so bilden sich rechtwinklige, vierseitige, nicht verwitternde Säulen mit 57,4 Procent Krystallwasser ($NaO, CO_2 + 7{,}5 HO$) und wird eine sehr concentrirte Lösung bei 30° der Krystallisation überlassen, so entstehen vierseitige Tafeln mit 45¾ Proc. Krystallwasser ($NaO, CO_2 + 5 HO$). Das kohlensaure Natron wird im rohen Zustande zur Glasfabrikation, das reinere zum Seifensieden und Bleichen, und das reine in der Medicin, zur Darstellung chemischer Präparate und in der Färberei und Kattundruckerei, auch zum Seifensieden und Bleichen benutzt. Ueber die Wirkung des kohlensauren Natrons auf die Vegetation vergl. bei kohlensaurem Kali.[101])

Anderthalb-kohlensaures Natron ($2 NaO + 3 CO_2$) findet sich an mehreren Orten Ungarns, Aegyptens und Amerikas als sogenanntes Trona mit Glaubersalz vermischt, läßt sich auch künstlich erzeugen und krystallisirt in wasserhaltigen ($2 NaO + 3 CO_2 + 4 HO$), ebenfalls noch alkalisch reagirenden und laugenhaft schmeckenden, vierseitigen Pyramiden, welche luftbeständig sind und beim Erhitzen das Wasser und später ⅓ Kohlensäure entlassen und in wasserfreies neutrales kohlensaures Natron verwandelt werden. Dient da, wo es natürlich vorkommt, zu denselben Zwecken, wie das Sodasalz.

Doppelt-kohlensaures Natron ($NaO, 2 CO_2$) krystallisirt mit 1 Mischungsgew. Wasser in farblosen, geschoben vierseitigen Tafeln, löst sich in 13 Th. kaltem Wasser und entläßt beim Kochen der Lösung ¼, beim Glühen des trocknen Salzes die Hälfte Kohlensäure. Es wird zur Darstellung künstlicher Mineralwässer, besonders der sogenannten Säuerlinge und zur Bereitung schäumender Getränke, wie schäumender Limonade, schäumender

Weine u. s. w., auch zur Darstellung von chemisch-reinem neutralem Salz und häufig in der Medicin benutzt.

Unterchlorigsaures Natron (NaO, ClO) ist nur in der wäßrigen Lösung bekannt, welche zugleich doppelt-kohlensaures Natron enthält, blaßgelblich ist, schwach und nicht unangenehm nach unterchloriger Säure riecht, eigenthümlich salzig schmeckt und Pflanzenfarben bleicht. Diese Auflösung wurde früher zum Bleichen der Kattune oder Leinwand als sogenannte Javelli'sche Lauge benutzt, ist aber jetzt durch den billigeren unterchlorigsauren Kalk verdrängt worden und wird nur noch im Kleinen zum Vertilgen von Obst- oder Rostflecken in Leinwand benutzt.

Doppelt-schwefligsaures Natron ($NaO, 2 SO_2$) ist krystallisirbar, wird durch den atmosphärischen Sauerstoff nach und nach in saures schwefelsaures Natron verwandelt und dient zum Bleichen von Strohgeflechten und ähnlichen Gegenständen.

Schwefelsaures Natron (NaO, SO_3), nach seinem Entdecker gewöhnlich Glaubersalz benannt, findet sich mit einer Spur von kohlensaurem Natron als Thenardit, mit mehr kohlensaurem Natron, Chlornatrium und Chlorcalcium als natürliches Glaubersalz, mit schwefelsaurem Kalk als Glauberit und mit veränderlichen Mengen von schwefelsaurer Magnesia als Reussit und Blödit, wittert an verschiedenen Orten aus dem Erdboden, alten Mauern und Grubengebäuden (durch Zersetzung des Chlornatriums mit schwefelsaurem Kalk oder Eisenoxydul entstanden) und findet sich in vielen Mineralwässern, Soolen und manchen Seen, so wie auch als Bestandtheil des Pfannensteins und in manchen Pflanzen, namentlich in den sogenannten Salzpflanzen. Das Glaubersalz krystallisirt aus seiner wäßrigen Lösung über 33° in wasserfreien, durchscheinenden Rhombenoctaëdern, bei gewöhnlicher Temperatur aber mit $55^3/_4$ Proc. Wasser in großen, farblosen, durchsichtigen, vier- und sechsseitigen Säulen ($NaO, SO_3 + 10 HO$), welche an der Luft sehr leicht alles Wasser entlassen und zu einem weißen Pulver zerfallen, und bei gelinder Erhitzung in ihrem Krystallwasser schmelzen, bei noch niedriger Temperatur aber mit 44 Proc. Wasser in durchsichtigen vierseitigen Säulen ($NaO, SO_3 + 8 HO$). Das zehnfach gewässerte Salz löst sich bei 33° in der größten Menge im Wasser; mit dem Fallen oder Steigen über diese Temperatur ver-

mindert sich seine Löslichkeit immer mehr und mehr. Das Glaubersalz wird theils medicinisch, theils technisch, und zwar zur Darstellung des kohlensauren Natrons, des essigsauren Natrons u. s. w., und bei der Glasfabrikation benutzt. Da es häufig als Nebenproduct, und zwar bei der Bereitung der Salzsäure mit einem Ueberschuß von Schwefelsäure verbunden erhalten wird, so kann ein derartiges Salz statt des Gypses oder der Schwefelsäure zur Düngung kalkreicher Bodenarten benutzt werden. Auch wird das Glaubersalz mit gutem Erfolg statt des Kochsalzes zu dem Viehfutter gesetzt. Das schwefelsaure Natron bildet mit der schwefelsauren Alaunerde ein Doppelsalz, welches Natronalaun ($NaO, SO_3 + Al_2O_3, 3\,SO_3 + 24\,HO$) genannt wird und in octaëdrischen Krystallen anschießt, die sich ungemein leicht in Wasser lösen und an der Luft zu einem weißen Pulver zerfallen. Wird wie der Kalialaun (s. unter Kalisalzen) benutzt und findet sich auch, aber nur selten, natürlich vor.

Doppelt-schwefelsaures Natron ($NaO, 2\,SO_3$) krystallisirt mit 4 Mischungsgewichten Wasser in luftbeständigen, vier- und sechsseitigen Säulen, verliert beim Erhitzen das Wasser und bei starker Rothglühhitze auch die Hälfte Schwefelsäure und wird zur Gewinnung von wasserfreier Schwefelsäure benutzt.

Borsaures Natron ($NaO, 2\,BO_3$) bekannter unter dem Namen Borax, findet sich als Tinkal mit einer seifenartigen Masse vereinigt an den Ufern mehrerer Salzseen Asiens und auch fossil in Südamerika. Der Borax krystallisirt mit 47 Proc. Wasser ($NaO, 2BO_3 + 10HO$) in farblosen, durchsichtigen, sechsseitigen Säulen mit dreiflächiger Zuspitzung, verwittert an der Luft oberflächlich und wird durchscheinend, schmeckt süßlich und laugenhaft, reagirt schwach alkalisch, schmilzt beim Erhitzen im Krystallwasser und bläht sich unter Verlust desselben stark auf (gebrannter Borax), schmilzt bei der Rothglühhitze zu einem farblosen, durchsichtigem Glase (Boraxglas) und löst sich ziemlich in kaltem, reichlich in heißem Wasser; aus der über 33° erwärmten Lösung krystallisirt er mit 5 Mischungsgewichten Wasser in regelmäßigen Octaëdern. Der Borax löst in der Schmelzhitze verschiedene Metalloxyde und befördert den Fluß der Kieselsäure und Alaunerde; er wird deßhalb theils technisch zum Löthen von Gold- und Silberarbeitern, so wie auch als Fluß bei der Untersuchung von Erzen, zur Darstellung feiner Glassorten,

des Straß, leichtflüssiger Gläser und zu Glasuren, theils bei chemischen Untersuchungen mit dem Löthrohr benutzt; auch verwendet man ihn in der Medicin und zur Darstellung von Borsäure, so wie er auch zum Ueberziehen leicht verbrennlicher Gegenstände dient, die gegen die flammende Verbrennung geschützt werden sollen.

Kieselsaures Natron

findet sich theils in verschiedenen Gesteinen, theils in der Asche verschiedener Pflanzen und ist für die Vegetation gewisser Pflanzen von demselben Einfluß wie das kieselsaure Kali; auch ist es ein Bestandtheil verschiedener Glassorten (vergl. über Beides unter den Kalisalzen).

Phosphorsaures Natron ($2NaO + HO + PO_5 + 26HO$) krystallisirt in schiefen rhombischen Prismen mit vierflächiger Zuspitzung, verwittert schnell, reagirt alkalisch und verliert bei 100° nur das Krystallwasser, das basische Wasser aber erst in der Glühhitze, dabei in $2NaO + PO_5$ übergehend, welches nach dem Lösen in Wasser mit 10 Mischungsgewichten Wasser in rhombischen Säulen krystallisirt, die nicht verwittern und auch nicht alkalisch reagiren. Wird das erste Salz mit Phosphorsäure der Krystallisation überlassen, so bildet sich $NaO + 2HO + PO_5$, welches mit 2 Mischungsgewichten Krystallwasser in rechtwinkeligen Octaëdern oder geraden rhombischen Säulen krystallisirt und bei 100° das Krystallwasser, bei 200° aber die Hälfte basisches Wasser verliert und in $NaO + OH + PO_5$ übergeht, das nicht krystallisirbar ist und in starker Rothglühhitze alles basisches Wasser entläßt, dabei $NaO + PO_5$ bildend, das entweder unlöslich und pulverförmig oder ein mit 1 Mischungsgewicht Wasser verbundenes, gummiartiges, leichtlösliches Pulver ist. Das phosphorsaure Natron findet sich verbunden mit phosphorsaurem Ammoniak im Harn des Menschen und einiger Thiere und wird durch die flüssigen und festen thierischen Dünger wieder dem Ackerboden zugeführt, um von Neuen von den Pflanzen assimilirt zu werden, für die es in vielen Fällen ein wesentliches Erforderniß für eine fruchtbare Vegetation ist. Der Landwirth muß deßhalb bei der Anlage der Düngerstätte Sorge tragen, daß die flüssigen Abfälle nicht abfließen oder durch Regengüsse verschwemmen können und sie in geeigneter Zeit auf die Felder bringen.

Antimonsaures Natron (NaO, SbO_5)
ist das einzige in Wasser schwierig lösliche Natronsalz und aus seinem Entstehen kann einzig und allein positiv die Gegenwart des Natrons nachgewiesen werden, wenn andere basenfällende Reagentien kein Resultat geliefert haben.

Anhang.
Das Natron verbindet sich auf nassem und trocknem Wege mit Alaunerde; die auf trocknem Wege erzeugte Verbindung ist schmelzartig und vollständig in kaltem Wasser löslich. Die Lösung des Alaunerdehydrates in Natronlauge hat dieselben Eigenschaften wie das Alaunerde-Kali und kann wie dieses benutzt werden (s. Kalisalze).

Eine eigenthümliche nach ihrer rationellen Zusammensetzung noch unbekannte Verbindung von Natron, Alaunerde, Kieselsäure, Schwefel und kohlensaurem Kalk ist der Lasurstein, welcher sich an einigen Orten Asiens und in Chili nur selten krystallisirt, sondern meist in derben, lasur- bis schwarzblauen Stücken vorfindet, wegen seiner ungemeinen Politurfähigkeit zu sehr geschätzten Schmucksteinen verarbeitet wird und nach einem sehr vorsichtigen Schlemmproceß des Ultramarin giebt, welches eine sehr geschätzte Malerfarbe ist und jetzt auch künstlich dargestellt wird.[102])

Das Natrium verbindet sich so wohl unmittelbar als mittelbar mit Chlor. Wird das Metall bei gewöhnlicher Temperatur mit Chlorgas in Berührung gebracht, so verbrennt es mit lebhaftem rothem Funkensprühen zu

Chlornatrium.

Dieses enthält auf 22,97 Natrium 35,45 Th. Chlor, ist also eine Verbindung gleicher Mischungsgewichte beider Stoffe und wird durch NaCl bezeichnet. Es wird gewöhnlich wegen seiner Verwendung bei Speisen und in Küchen Kochsalz oder Küchensalz, auch kurzweg Salz genannt, und findet sich theils fest in großen Massen als Steinsalz mit Chlorkalium, Chlorcalcium, Chlormagnium, Jodnatrium, Brommagnium, schwefelsaurem Kalk und Magnesia, und nicht selten mit etwas bituminösen Mergel und in krystallinischkörniger Form in den Salzsteppen Asiens und Afrikas, theils in Wasser gelöst

in den Salzquellen und vielen Mineralwässern, im Meerwasser und im Wasser verschiedener Binnenseen. Es wird theils bergmännisch, theils durch Versieden oder durch Gradiren und Versieden der Salzquellen, theils aus dem Meerwasser durch Verdunsten an der Luft gewonnen.[103])

Das Steinsalz kommt entweder in Würfeln krystallisirt oder in blättrigen, faserigen, derben und körnigen, farblosen, grauen, rothen, bläulichen, gelben, grünen oder grauweißen, durchscheinenden bis durchsichtigen, glas- oder wachsglänzenden Massen vor. Das durch Versieden gewonnene Kochsalz stellt meist weiße oder grauweiße, hohle, trichterartige; treppenförmig abgesetzte, vierseitige Pyramiden dar; das Seesalz zeigt dieselbe Form, ist aber meist dunkler gefärbt. Im reinen Zustande ist das Chlornatrium ohne Geruch und von rein salzigem Geschmack, und wird an der Luft weder feucht noch verwittert es, während das gewöhnliche Kochsalz, das Meersalz und mehrere Arten von Steinsalz durch einen geringen Rückhalt von Chlormagnium und Chlorcalcium an der Luft ein wenig feucht werden und oft auch einen bitterlichen Geschmack besitzen. Das Chlornatrium verknistert beim Erhitzen durch eingeschlossenes Wasser oder, wie beim Steinsalz, durch eingeschlossene Gasarten, schmilzt bei starker Hitze und verflüchtigt sich in hoher Temperatur. Es löst sich in gleich viel kaltem und heißem Wasser, auch in wasserhaltigem, nicht in wasserfreiem Weingeist, und krystallisirt aus einer gesättigten wäßrigen Lösung bei — 10° mit 4 Mischungsgewichten Wasser in sechsseitigen Tafeln.

Das Chlornatrium wird in der Haushaltung und bei der Stallwirthschaft allgemein als Gewürz für Speisen und Getränke und für das Viehfutter verwendet und begünstigt ungemein die Verdauungsthätigkeit der Menschen und der Thiere und die Assimilation der genossenen Speisen; bei Rindvieh zeigt sich der Genuß des Kochsalzes besonders von günstigem Erfolge auf die Mästung und scheint ein Naturbedürfniß zu sein, da die Heerden auf sandigen Steppen, wo das Vieh besonders im Sommer sehr begierig das ausgewitterte Kochsalz auffleckt, ungemein gedeihen; da das Kochsalz in manchen Ländern hoch besteuert ist, so kann mit gleich gutem Erfolg auch statt desselben Glaubersalz dem Vieh gereicht werden. Als ein sehr kräftiges Schutzmittel gegen Fäulniß oder Verwesung wird es zum Einsalzen und Aufbewahren von Fleisch, Fischen, Gemüse und anderen eßbaren Substanzen, welche durchs Trocknen einen großen

Theil der dem Geruch und Geschmack behagenden Eigenschaften und an leichter Verdaulichkeit verlieren würden, so wie auch zur Schützung des Holzes gegen die Trockenfäule benutzt. Außerdem hat das Chlornatrium eine sehr verbreitete Anwendung in chemischen Fabriken und verschiedenen Gewerben, wie z. B. zur Gewinnung des Chlors, zur Darstellung der Salzsäure und des Glaubersalzes, des Salmiaks, der Soda u. s. w., bei der Amalgamation silberhaltiger Erze; in der Lohgerberei beim Schwitzen der Häute, in der Weißgerberei, in der Seifensiederei zum Aussalzen des sogenannten Seifenleims und zur Umwandlung desselben in Natronseife, zum Glasuren der Töpferwaaren, wobei es in die volle Gluth des Ofens geworfen wird und sich hierbei verflüchtigt, die Dämpfe aber von der kieselsäurehaltigen Geschirrmasse unter Bildung von Fluorkiesel und kieselsaurem Alkali, welches auf der Oberfläche der Geschirre einen glasartigen Ueberzug bildet, zersetzt werden.

Die Wirkung des Kochsalzes auf die Vegetation ist noch wenig bekannt, jedoch ist es eine Thatsache, daß es in einem gewissen Grade für die Vegetation von Vortheil ist und besonders den Graswuchs befördert, wenn es nicht in zu großer Menge auf den Boden gebracht wird. Man wendet zu diesem Zweck den Aschenabfall der Salinen, welcher durch Verspritzen der Lauge und dergleichen immer etwas kochsalzhaltig wird, oder den sogenannten Dornstein, die beim Gradiren der schwachen Salzsoolen auf den Dornen der Gradirwerke sich absetzende, zum großen Theil aus kohlensaurem und schwefelsaurem Kalk mit etwas Kochsalz bestehende Steinmasse, oder den sogenannten Pfannenstein der Siedekessel, welcher sich beim Einsieden der Soole am Boden der Kessel absetzt und aus kohlensaurem Kalk, schwefelsaurem Kalk Natron und Kochsalz besteht, im gepulverten Zustande als sogenanntes Düngesalz an. Dieses wirkt auf dem Boden dem Gyps ähnlich und zeigt sich besonders auf humusreichem Kalkboden von gutem Erfolge, welcher jedenfalls dadurch bedingt ist, daß durch den feuchten kohlensauren Kalk eine Zersetzung des Chlornatriums in Chlorcalcium, welches sich in den Untergrund zieht, und kohlensaures Natron statt findet, dieses aber vermöge seiner großen Alkalität die Verwesung des Humus und die Bildung von Kohlensäure befördert. Ein Gehalt von 1 bis 1,5 Proc. Kochsalz im Ackerboden wirkt aber schon auf die meisten Pflanzen schädlich und man vertilgt mitunter Graswuchs auf Sand- oder gepflasterten Wegen durch Begießen mit

Salzlösung, welche jedoch ihre Wirkung nur so lange äußert, als sie nicht durch Regengüsse weggespült worden ist.

Das Chlornatrium verbindet sich mit den Chloriden der electronegativen Metalle zu Doppelsalzen, welche unmittelbar aus ihren näheren Bestandtheilen zusammengesetzt werden können. Unter diesen Doppelsalzen sind zu erwähnen das Chlorgoldnatrium ($NaCl, AuCl_3$), welches mit 4 Mischungsgewichten Wasser in pomeranzengelben oder morgenrothen Säulen und Tafeln krystallisirt, luftbeständig ist, sich leicht in Wasser löst und als Heilmittel benutzt wird, und das Chlorplatinnatrium ($NaCl, PtCl_2$), welches mit 6 Mischungsgewichten Wasser in morgenrothen Säulen und Tafeln krystallisirt, leicht in Wasser und Weingeist löslich ist und als Reagens und Bestimmungsmittel für Kali- und Ammoniaksalze dient.

Bromnatrium ($NaBr$) und Jodnatrium (NaI) finden sich in der Mutterlauge mancher Soolen und diese werden, besonders wenn sie viel Bromnatrium enthalten, auf Brom benutzt. Das Bromnatrium wird nur medicinisch, das Jodnatrium auch statt des Jodkaliums als Reagens und zur Darstellung anderer Jodmetalle benutzt.

Das Natrium verbindet sich in mehreren Verhältnissen mit Schwefel; die Verbindungen entsprechen den Kaliumverbindungen in ihrer Zusammensetzung und ihren Eigenschaften, weßhalb auf diese verwiesen wird. Nur das Einfach-Schwefelnatrium (NaS) ist zu erwähnen, da auf seiner Bildung und Zersetzung die Darstellung der künstlichen Soda beruht; es erzeugt sich, wenn schwefelsaures Natron mit Kohle geglüht wird und ist zugleich kohlensaurer Kalk vorhanden, so geht es in kohlensaures Natron und Schwefelcalcium über; durch den Einfluß des atmosphärischen Sauerstoffes bildet sich bei diesen Processen gewöhnlich auch etwas unterschwefligsaures Natron, welches in die Soda mit übergeht. (Ueber die Verbindung des Schwefelnatriums mit Antimonsulphür s. S. 133).

Die Verbindungen des Natriums mit den übrigen nicht metallischen Stoffen und die Legirungen mit den Metallen sind nur von wissenschaftlichem In-

teresse. Natriumamalgam, welches sich leicht durch Erwärmen von Natrium mit Quecksilber darstellen läßt, ist insofern zu erwähnen, daß man mit Hülfe desselben die Amalgame der übrigen Metalle aus deren Salzen oder Chloriden durch gegenseitige Wahlverwandtschaft bilden kann.

Lithium findet sich nur im Mineralreich und zwar oxydirt und an Kieselsäure gebunden im Petalit, Lithonspodumen, Lithonglimmer, Amblygonit, Triphyllin, Lepidolith, Apyrit und Turmalin von Utön, auch in sehr geringer Menge in einigen Mineralwässern und macht das Mittelglied von Natrium und Kalium aus, unterscheidet sich aber von diesen darin, daß sein Oxyd, das Lithon, mit Kohlensäure ein gewöhnliches, mit phosphorsaurem Natron ein Doppelsalz bildet, welche beide schwer in Wasser löslich sind.

---

21. Kalium.

Kalium. K = 39,115 oder 488,94.

Dieses Metall ist, obgleich seine Verbindungen nie in großen Massen vorkommen, doch sehr verbreitet und findet sich in allen drei Naturreichen, aber entweder oxydirt und dann an Mineral- oder Pflanzen- oder andere organische Säuren gebunden oder mit Chlor, Brom und Jod verbunden. Es wird auf dieselbe Weise wie das Natrium gewonnen (vergl. Nr. 98).

Das Kalium, welches wegen seines Vorkommens in der bekannten Pottasche auch Pottassium benannt wird, ist zinnweiß, stark glänzend, von 0,865 specif. Gewicht und bei 0° spröde, bei 20° aber weich wie Wachs, dehnsam und geschmeidig, bei 25° unvollkommen, bei 58° vollkommen flüssig und vor der Rothglühhitze in grünen Dämpfen flüchtig und leitet gut die Wärme und Electricität. Es wird wie das Natrium benutzt.

Gegen den atmosphärischen Sauerstoff verhält sich das Kalium wie das Natrium, indem es mit wenig atmosphärischer Luft ein *Kaliumsuboxyd* (K_2O?) bildet und beim Erhitzen mit röthlicher Flamme zu

Kaliumoxyd

verbrennt, welches auf 39,1 Th. Metall 8 Th. Sauerstoff enthält, also eine Verbindung von gleichen Mischungsgewichten beider Körper ist und durch KO (= 47,0) bezeichnet wird.

Das Kaliumoxyd, welches auch kurzweg *Kali* *) genannt wird, ist dem Natron ganz ähnlich, aber wirkt noch zerstörender auf thierische Körper als Natron, und verbindet sich gleich diesem mit Wasser und Säuren.

Das *Kalihydrat* (KO, HO) bildet sich beim Befeuchten des Kalis mit Wasser unter starker, bis zum glühenden Schmelzen gesteigerter Wärmeentwicklung und beim Einwerfen des Kaliums in Wasser unter heftiger Zersetzung desselben und bläulichrother Lichtentwicklung; es wird aus dem kohlensauren Kali (unrein auch aus Pottasche oder Holzasche) durch Behandlung mit Wasser und Aetzkalk gewonnen.[104]

Das Kalihydrat ist dem Natronhydrat ganz ähnlich, aber von geringerem specif. Gewicht als dieses (= 1,708), und wird an der Luft nicht trocken, sondern zerfließt durch Anziehung von Kohlensäure und Wasser; die reine concentrirte wäßrige Lösung giebt bei starker Abkühlung deutliche Octaëder oder vierseitige Tafeln (KO, 5HO). Das Kalihydrat löst sich auch in wasserfreiem Weingeist (Reinigung von fremden, in Weingeist unlöslichen Salzen) und verhält sich in der wäßrigen Lösung gegen fette Harze, Wachs, Schwefel, Kieselsäure, Alaunerde, einige Metalloxyde und mehrere Schwefelmetalle wie die Natronlösung. Sie wird überhaupt wie diese und insbesondere zur Bereitung weicher Seifen benutzt.

---

*) Das Wort Kali stammt aus dem Hebräischen, von Kalah, so viel wie Rösten bedeutend, weil das Kali aus der Asche gerösteter, d. h. verbrannter Pflanzen gewonnen wird. Durch Vorsetzung des arabischen Artikels al entstand das Wort Alkali, womit im Allgemeinen diejenigen Substanzen bezeichnet werden, welche sich dem Kali ähnlich verhalten und wohin außer Kali, Natron und Lithon, welche die *reinen, feuerbeständigen Alkalien* genannt werden und früherhin nach ihrem Vorkommen in *vegetabilisches Alkali* (Kali) und *mineralisches Alkali* (Natron) unterschieden wurden (auch das Wort Lithon oder vielmehr Lithion bedeutet Steinalkali, weil es in Gesteinen vorkommt), auch das Ammoniak (oder wegen seiner Flüchtigkeit *flüchtiges Alkali* benannt) und Kalk, Strontian und Baryt gehören, welche wegen ihrer erdigen Beschaffenheit *Erdalkalien* genannt werden.

Die Kalisalze sind bei farbloser Säure farblos, meist krystallisirbar und feuerbeständig, wenn nicht die Säure eine nur geringe Affinität äußert oder diese leicht zersetzbar ist. Sie sind fast alle in Wasser leicht löslich; die Lösungen geben, besonders im concentrirten Zustand mit Ueberchlorsäure, Kieselfluorwasserstoffsäure, schwefelsaurer Alaunerde und Weinsteinsäure weiße und mit Chlorplatin oder Kohlenstickstoffsäure gelbe Niederschläge, die sich sämmlich in vielem Wasser aber nicht in Weingeist lösen. Sie färben vor dem Löthrohr die Weingeistflamme violett und das durch Nickeloxyd gelb gefärbte Boraxglas blau.[105])

Salpetersaures Kali (KO,NO_5),

auch Kalisalpeter, prismatischer Salpeter oder kurzweg Salpeter (von Sal petrae) genannt, findet sich in der Natur und erzeugt sich auf Kalk, Mergel, Kreide und Kalktuff, wo organische Substanzen verwesen; ist auch ein Bestandtheil mancher Pflanzen und findet sich in besonders großer Menge im Boretsch, Dill, in Tabak-, Sonnenblumen- und Maisstengeln, in Runkelrüben u. s. w. Er krystallisirt in wasserfreien sechsseitigen Prismen mit zweiflächiger Zuspitzung, ist luftbeständig, hat einen salzig-kühlenden Geschmack, zerknistert bei kleinen Temperaturveränderungen, schmilzt bei etwa 350° und ist dann ölartig und dickflüssig, gesteht beim Erkalten zu einer festen grobstrahligen Masse, wird bei höherer Temperatur zersetzt, indem sich unter Freiwerden von $^2/_3$ des Sauerstoffes der Salpetersäure erst salpetrigsaures Kali (KO,NO_3) bildet, welches sich bei noch höherer Temperatur ebenfalls zersetzt und Sauerstoffgas, Stickstoffgas und zurückbleibendes Kali giebt. Der Salpeter löst sich ziemlich in kaltem Wasser, dabei viel Kälte erregend, und in seinem halben Gewicht kochendem Wasser, sehr wenig in wasserhaltigem, gar nicht in wasserfreiem Weingeist, und befördert die Verbrennung glühender Körper. Man benutzt den Salpeter zur Bereitung der Salpetersäure und bei der Darstellung der Schwefelsäure, zum Oxydiren oder verpuffenden Verbrennen mehrerer Metalle und zur Darstellung des sogenannten Flusses (Baumé'scher Schnellfluß aus 3 Th. Salpetersäure, 1 Th. Schwefelblumen und 1 Th. feinem trocknem Sägemehl bringt in einer Nußschale abgebrannt eine kleine Münze von Kupfer, Silber oder Gold zum Fluß; schwarzer oder Reducir-Fluß wird durch Verpuffen von 1 Th. Salpeter-

pulver und 2 Th. Weinsteinpulver erhalten und dient wegen seines Kohlenstoffgehaltes zur Reduction schwierig desoxydirbarer Metalloxyde); ferner wird der Salpeter beim Feinschmelzen des Silbers, zum Färben des Goldes und bei verschiedenen anderen metallurgischen Processen, so wie auch bei der Glasfabrikation, in der Medicin und zur Bereitung verschiedener Arzneimittel und technisch-chemischer Präparate und des reinem kohlensaurem Kalis benutzt. Er ist ein Bestandtheil des sogenannten Knallpulvers (3 Th. Salpeterpulver, 2 Th. kohlensaures Kali und 1 Th. Schwefelblumen, welches Gemenge beim längeren Erhitzen plötzlich mit einem sehr starken Knall explodirt) und der Weißfeuermassen (20 Th. Salpeterpulver, 7 Th. Schwefelblumen und 2 Th. Realgarpulver oder 48 Th. Salpeterpulver, 13¼ Th. Schwefel und 7¼ Schwefelantimon oder 75 Th. Salpeterpulver, 24 Th. Schwefelblumen und 1 Th. Kohlenstaub oder 100 Th. Mehlpulver [das pulverige Gemenge des Schießpulvers] und 25 Th. Gußeisenspäne), welche theils zum Vergnügen, theils aber zu Signalfeuern für weite Entfernungen abgebrannt werden. Die wichtigste Verwendung des Salpeters ist aber die zur Darstellung des Schießpulvers.[106])

Der Salpeter wird auch als kälteerzeugendes Mittel benutzt (ein Gemenge von 50 Th. Salpeter, 54 Th. Chlorkalium und 32 Th. Salmiak in Wasser verursacht eine starke Temperaturerniedrigung unter den Gefrierpunkt des Wassers). Auch in der Haus- und Feldwirthschaft wird der Salpeter benutzt; so dient er zur Fleischbeize (eine Lösung von 1½ Loth Salpeter, ½ Pfund Zucker und 3 Pfund Kochsalz in 20 Pfund Wasser erhält das damit getränkte Fleisch lange Zeit und dessen Farbe) und zur Conservation der Getreidearten. Auch für die Vegetation der Pflanzen will man den Salpeter vortheilhaft gefunden haben; die dadurch erzielten günstigen Resultate mögen aber wohl auf Kosten der Basis entstanden sein, da die Salpetersäure weit weniger geeignet ist, ihren Stickstoff zur Assimilation in die organischen Formen herzugeben, als das Ammoniak; auch ist es wahrscheinlich, daß der Salpeter von den Pflanzen größtentheils unverändert aufgesaugt wird. Der Landwirth muß daher darauf sehen, daß die Zersetzung der stickstoffhaltigen Düngematerialien beendigt und aller Stickstoff in Ammoniak übergeführt ist, wenn der Dünger auf einen Boden gebracht wird, der reich an Basen (Kalk,

Magnesia, Aschenbestandtheile) ist; würde der unzersetzte Dünger auf einen solchen Ackerboden gebracht, so fände dann keine Bildung von Ammoniak, sondern die von Salpetersäure statt und es würde eine weniger reichliche Ernte erzielt werden.

Kohlensaures Kali (KO, CO_2)

ist im reinen Zustande eine weiße, feste, an der Luft begierig Feuchtigkeit anziehende, alkalisch reagirende und schmeckende, wenig in Weingeist, sehr leicht in Wasser lösliche Masse; aus der concentrirten wäßrigen Lösung krystallisirt es in trüben, rhombischen Octaëdern ($KO, CO_2 + 2HO$). Im unreinen Zustand, wie das kohlensaure Kali durch Auslaugen von Holzasche, Eindampfen und Calciniren erhalten wird, führt es den Namen Pottasche und stellt dann eine weiße oder bläuliche (Perlasche), bläulich und grünlich gefleckte (Danziger und russische Pottasche) oder röthliche (nordamerikanische Pottasche) Masse dar, welche neben veränderlichen Mengen von kohlensaurem Kali (durch welches jedoch einzig und allein ihre Güte bestimmt wird) auch andere Salze von Kali, Kalk und Magnesia, verschiedene Chloride und zum Theil Manganoxyd (die grüngefleckte) oder Eisenoxyd enthält. Durch Uebergießen mit dem gleichen Gewicht Wasser und Abgießen der hellen gesättigten Lösung erhält man beim Verdunsten derselben erst schwefelsaures Kali und Chlorkalium in Krystallen und durch weiteres Verdampfen der Mutterlauge die gereinigte Pottasche, welche eine weiße Salzmasse darstellt und nur Spuren von schwefelsaurem und kieselsaurem Kali und Chlorkalium enthält. Das reine kohlensaure Kali wird nur bei chemischen Untersuchungen und zur Darstellung von reinem Kalihydrat, auch medicinisch benutzt; die rohe und die gereinigte Pottasche wird in der Glasfabrikation, bei der Darstellung von Farbewaaren, bei der Bereitung des Blutlaugensalzes, in der Töpferei, zum Seifensieden, Bleichen, Färben, in der Kattundruckerei, in der Bäckerei und zu vielen anderen Zwecken verwendet, aber immer mehr und mehr durch das kohlensaure Natron verdrängt.

Für die Vegetation ist das kohlensaure Kali, wenn es nicht in zu großer Menge im Ackerboden enthalten ist, von sehr vortheilhaftem Einfluß, indem es nicht allein leicht von den Pflanzen, die seiner bedürfen, zu einem organisch-saurem Kalisalz assimilirt wird, sondern auch die Einwirkung des

atmosphärischen Sauerstoffs auf den Humus unterstützt und diesen in den Zustand überführt, daß er leicht verwest, d. h. in Kohlensäure und Wasser verwandelt wird und der vorhandene Schwefel und Phosphor in Schwefelsäure und Phosphorsäure übergehen. Das kohlensaure Kali wird dem Boden entweder natürlich durch Gesteine zugeführt, welche kieselsaures Kali enthalten und durch den Einfluß der Atmosphärilien verwittern, wobei sich theilweise kohlensaures Kali bildet, das in Verbindung mit kieselsaurem Kali von Wasser gelöst und den Pflanzen zugeführt wird, oder es wird dem Ackerboden absichtlich in Form von Asche zugeführt. Das natürlich zugeführte kohlensaure Kali äußert bei sehr kalibedürftigen Pflanzen nicht lange seine Wirkung und es können derartige Pflanzen nur selten mehrere Male hintereinander auf ein und demselben Boden mit gleichem Erfolg gebaut werden, sondern es muß demselben entweder künstlich durch angemessene Düngematerialien das Kali ersetzt oder durch Brache, oder durch sehr sorgfältige Umackerung die Bedingungen gegeben werden, daß sich die kalihaltigen Gesteine durch die Atmosphärilien zersetzen können. Dem kohlensauren Kali analog auf die Vegetation wirkt das kohlensaure Natron, welches entweder wie jenes aus natronhaltigen Gesteinen dem Boden zugeführt oder auf kalkhaltigem Boden durch Kochsalz erzeugt wird. Es giebt jedoch nur wenige Pflanzen, die aus zugleich kali- und natronhaltigen Boden jene beiden Alkalien miteinander aufnehmen, vielmehr sucht die größere Zahl derselben das Kali und nur eine kleine Anzahl das Natron vorzugsweise aufzunehmen.

Doppelt-kohlensaures Kali ($KO, 2CO_2 + HO$)

krystallisirt in luftbeständigen, geraden rhombischen Säulen und löst sich leicht in Wasser, sehr wenig in Weingeist; die wäßrige Lösung entläßt beim Kochen $^1/_4$, das trockne Salz beim Glühen die Hälfte Kohlensäure; die erstere löst metallisches Eisen unter Entwicklung von Wasserstoffgas und Bildung eines aus kohlensaurem Kali und kohlensaurem Eisenoxyd ($3[KO,CO_2]+Fe_2O_3,3CO_2$) bestehenden Doppelsalzes. Das doppelt-kohlensaure Kali wird nur medicinisch und zur Darstellung von reinem kohlensaurem Kali benutzt.

Unterchlorigsaures Kali (KO, ClO)

ist wie das entsprechende Natronsalz nur in seiner Lösung bekannt und wird wie dieses benutzt (vergl. S. 285).

Chlorsaures Kali (KO, ClO_5)

krystallisirt in perlmutterglänzenden Blättchen oder rhombischen Säulen und Tafeln, ist luftbeständig, schmeckt kühlend widrig, phosphorescirt beim Stoßen und Reiben im Dunkeln, löst sich leicht in Wasser, schmilzt beim Erhitzen und wird in höherer Temperatur in entweichendes Sauerstoffgas und zurückbleibendes Chlorkalium zersetzt und verpufft in Berührung mit brennbaren Körpern beim Stoßen, Reiben, Erhitzen oder Betröpfeln mit Schwefelsäure unter heftigem Knall. Das chlorsaure Kali wird von den Chemikern vorzugsweise zur Darstellung des reinen Sauerstoffgases, von Technikern aber zur Bereitung der Zündmasse für die Zünd- und Frictionshölzer (30 Th. chlorsaures Kali mit 10 Th. Schwefelblumen und der zur Färbung hinreichenden Menge Zinnober oder Berlinerblau oder 12 Th. chlorsaures Kali und 13 Th. Schwefelantimon mit der nöthigen Menge Traganth- oder Gummischleim zum Teig angemacht, in welchen die mit Schwefel überzogenen Enden kleiner Hölzchen getaucht und dann vorsichtig getrocknet werden; erstere Masse entzündet sich dann in Berührung mit concentrirter Schwefelsäure, letztere beim Reiben an einem rauhen Körper und bedingt die Entzündung des Schwefels und durch diesen die des Holzes; jetzt setzt man zu letzterer Masse auch Phosphor und schützt diesen gegen die Oxydation durch die Luft durch einen feinen Ueberzug von Lack oder Firniß) angewendet. Auch bedient man sich des chlorsauren Kalis in der Feuerwerkerei zum raschen Abbrennen der Sätze, wie z. B. der Rothfeuermasse und der Brandraketenmasse, und in der Bleicherei zur schnellen Bereitung von Bleichwasser, indem man es mit wäßriger Salzsäure übergießt, wobei der Sauerstoff der Chlorsäure theilweise durch den Wasserstoff der Salzsäure angezogen und unterchlorigsaures Kali gebildet wird. Man hat früher auch aus chlorsaurem Kali Schießpulver verfertigt, aber diese Fabrikation wegen der leichten Zersetzbarkeit des Gemenges und dadurch hervorgebrachten Unglücksfälle wieder liegen lassen müssen.

Ueberchlorsaures Kali (KO, ClO_7)

erzeugt sich bei der Zersetzung des chlorsauren Kalis im Feuer, indem sich Sauerstoff auf einen noch unzersetzten Theil von chlorsaurem Kali wirft; ist für sich schwieriger zersetzbar im Feuer als dieses, aber leicht in Berührung mit andern oxydirten Körpern, weßhalb man zur raschen Entwicklung des Sauer-

stoffes aus chlorsaurem Kali diesem etwas geglühten Sand oder Braunstein zusetzt.

Schwefelsaures Kali (KO,SO_3)

findet sich in der Nähe von Vulkanen, in manchen Sorten Steinsalz und daraus gebildeten Salzsoolen, im Alaun und Alaunstein und in Pflanzen und Thieren; es krystallisirt in wasserfreien, luftbeständigen, vier- und sechsseitigen Säulen mit sechsflächiger Zuspitzung, schmilzt in der Rothglühhitze, ist nicht flüchtig und löst sich ziemlich in Wasser. Es wird bei der Fabrikation des Alauns, Salpeters und Glases verwendet, dient zur Darstellung von Schwefelkalium und wird auch medicinisch angewendet. Es scheint für die Vegetation dem Gyps ähnlich zu wirken und von dem Pflanzenorganismus in ein organischsaures Salz verwandelt zu werden.

Saures schwefelsaures Kali ($KO,2SO_3$)

krystallisirt theils in wasserfreien, theils in mit 1 Mischungsgewicht Wasser verbundenen, leicht schmelzbaren, luftbeständigen, kleinen vierseitigen Prismen, löst sich leicht in Wasser und entläßt bei der Rothglühhitze die Hälfte Schwefelsäure. Es wird zur Darstellung des neutralen Salzes und des Doppelt-Schwefelkaliums, mit einer Erdfarbe vermengt als feuersicherer Anstrich und in der nicht zu schwachen Lösung zur Vertilgung des Graswuchses auf Straßen benutzt. In sehr verdünntem Zustand wirkt es aber für die Vegetation auf kalkreichem Boden gleich der Schwefelsäure günstig, indem es schwefelsauren Kalk bildet und Kohlensäure abscheidet.

Das schwefelsaure Kali bildet mit denjenigen schwefelsauren Salzen, welche im neutralen Zustande auf 3 Mischungsgewichte Sauerstoff der Basis 2 Mischungsgewichte Radical und 9 Mischungsgewichte Sauerstoff der Säure enthalten, eine Reihe von Doppelsalzen, welche Alaune genannt werden und in denen die Basis durch eine analoge theilweise oder gänzlich vertreten werden kann; sie zeichnen sich auch dadurch aus, daß sie stets einen entsprechenden Krystallwassergehalt haben. Solche Alaune sind

der Thonerde-Alaun $= KO,SO_3 + Al_2O_3,3SO_3 + 24HO$,

der Manganoxyd-Alaun $= KO,SO_3 + Mn_2O_3,3SO_3 + 24HO$,

der Chromoxyd-Alaun $= KO,SO_3 + Cr_2O_3,3SO_3 + 24HO$ und

der Eisenoxyd-Alaun $= KO,SO_3 + Fe_2O_3,3SO_3 + 24HO$.

Der Thonerde-Alaun, schwefelsaures Alaunerde-Kali, kurzweg Alaun benannt, findet sich an einigen Orten natürlich, theils fest, theils, wie in Ostindien und Ungarn, in Wasser gelöst. Er krystallisirt in farblosen, durchsichtigen Octaëdern, schmeckt süßlich und herbe zusammenziehend, verwittert an der Luft, schmilzt beim Erwärmen in seinem Krystallwasser, entläßt dieses und hinterläßt eine schwammige, weiße Masse (gebrannten Alaun), welcher sich nur sehr langsam in Wasser löst; bei stärkerer Erhitzung entläßt er die Schwefelsäure der schwefelsauren Alaunerde und es hinterbleibt ein Gemenge von Alaunerde und schwefelsaurem Kali. Er löst sich bei der gewöhnlichen Temperatur in der 12- bis 13fachen Menge, bei 88° in etwas mehr als der Hälfte seines Gewichtes Wasser; die Lösung reagirt sauer. Wird die Lösung so lange mit einer Auflösung von kohlensaurem Kali vermischt, als der entstehende Niederschlag beim Umrühren sich wieder löst, und die Flüssigkeit der Verdunstung überlassen, so krystallisirt eine an Alaunerde reichere Verbindung in Würfeln aus. Der Alaun wird sehr vielfältig benutzt und zwar entweder als solcher, oder durch salpetersaures, salzsaures und essigsaures Bleioxyd zersetzt als salpetersaure, salzsaure oder essigsaure Alaunerde (mit schwefelsaurem Kali vermischt) als Beizmittel in der Färberei und Kattundruckerei (statt des reinen Alauns wird zweckmäßiger der alaunerdereichere, in Würfeln krystallisirende, sogenannte cubische Alaun verwendet, da dieser nicht, wie jener, die Zeuge mürbe macht und die Farbe verändert); ferner zur Bereitung von Lackfarben, in der Weißgerberei, zum Leimen des Papieres, zum Planiren, zum Klären, zur vermehrten Butterausscheidung aus der Milch, in der Bäckerei, um das Waizenbrod weißer zu machen (was aber verwerflich ist) zum Reinigen des Fettes und Talges, als Schutzmittel zum Anstrich leicht feuerfangender Gegenstände (wo er aber ebenfalls nach und nach zerstörend wirkt und deßhalb der cubische Alaun oder ein anderes Schutzmittel vorzuziehen ist), zum Schutz gegen Verbrennungen an dem menschlichen Körper, in der Medicin u. s. w. Der Alaun oder auch nur schwefelsaure Alaunerde kann einen Bestandtheil solcher Bodenarten bilden, die sich in der Nähe von Schwefelkieslagern und Alaunschiefer befinden, indem durch die bei dem Einfluß der Luft entstehende Schwefelsäure Alaunerde gelöst wird und als einfaches Salz oder in Verbindung mit einem schwefelsauren Alkali dem Boden beigemengt ist. Eine derartige Bei-

mischung des Bodens in etwas erheblicher Menge kann nur nachtheilig auf die Vegetation wirken und sie sogar gänzlich unterdrücken. Ein solcher Boden ist durch Bestreuen mit Kalk zu verbessern.

Der Manganoxyd-Alaun oder das schwefelsaure Manganoxyd-Kali krystallisirt in dunkelvioletten, regelmäßigen Octaëdern; hat keine Anwendung.

Der Eisenoxyd-Alaun oder das schwefelsaure Eisenoxyd-Kali ist in Farbe, Form und Geschmack dem gewöhnlichen Alaun so ähnlich, daß er hierdurch nicht von diesem unterschieden werden kann und deßhalb oft diesem beigemischt oder auch allein statt dessen in den Handel kommt, was man daran erkennt, daß seine Lösung auf Zusatz von Alkali gelbrothes Eisenoxydhydrat, der gewöhnliche Alaun aber weißes Alaunerdehydrat fallen läßt. Er wird jedoch jetzt auch zum Bedarf für Färbereien fabricirt.

Der Chromoxyd-Alaun oder das schwefelsaure Chromoxyd-Kali krystallisirt in schönen, dunkel purpurfarbenen, mit rubinrother Farbe durchsichtigen Octaëdern und löst sich in Wasser mit schmutzigblauer, etwas ins Röthliche spielender Farbe; die Lösung wird beim Erhitzen auf 60 bis 80° grün und das Doppelsalz dabei zersetzt, indem sich beim Verdampfen dann nur schwefelsaures Kali, später amorphes schwefelsaures Chromoxyd absetzt. Hat keine Anwendung, die Lösung kann aber für buntes Wasser bei Illuminationen verwendet werden.

Kieselsaures Kali und Natron

sind in mehreren Verbindungsverhältnissen theils einzeln, theils zusammen, Bestandtheile verschiedener Mineralien, die oben unter den Alaunerde- und Kalksilicaten aufgeführt sind, und durch deren nach und nach stattgefundene Verwitterung der tragbare Boden gebildet worden ist. Durch diese Verwitterung der Gesteine werden die kieselsauren Alkalien abgeschieden und unter Mitwirkung von Kohlensäure, Salzsäure, Schwefelsäure und Phosphorsäure in Wasser löslich und so in den Zustand übergeführt, daß sie von den Pflanzen aufgenommen werden können, in denen sie zur Bildung des anorganischen Skeletts dienen. Der Boden, welcher durch einen andauernden Anbau von kieselsauren Alkalien erschöpft worden ist und keine weitere Quelle derselben in noch unzersetztem Gestein hat, wird durch Zuführung der Pflanzenreste und thierischen

Excremente entweder in dieser Form oder durch deren Asche wieder fruchtbar gemacht. Besonders sind es die Halmfrüchte, welche viel kieselsaures Alkali dem Boden entziehen und deßhalb es für seine weitere Cultur unbedingt nothwendig ist, ihm das Alkali nach verschiedenem Fruchtwechsel in der Form von kieselsaurem Alkali durch das Stroh und die Excremente (im Dünger) wieder zu geben.

Das Kali und Natron verbinden sich mit der Kieselsäure im mannichfaltigen Verhältnissen und so wohl auf trocknem Wege, durch Zusammenschmelzen, als auch auf nassem Wege, durch Lösen. Als einfaches Silicat ist das kieselsaure Kali, bekannter als Wasserglas, in gelöstem Zustand Kieselfeuchtigkeit benannt, das wichtigste, indem es in Wasser, wenn auch nur langsam, löslich ist und die Lösung beim langsamen Verdunsten zu einer farblosen, durchscheinenden, glasglänzenden, auf dem Bruche muscheligen Glasmasse eintrocknet, welche nicht durch die Kohlensäure der Luft zersetzt wird, während die verdünnte Auflösung Kieselsäure abscheidet. Man bedient sich der Auflösung des Wasserglases, um leicht feuerfangende Gegenstände von Holz, Leinwand, Papier u. s. w. gegen die flammende Verbrennung zu schützen, indem man sie damit tränkt oder überzieht und trocken werden läßt. Auch setzt man wohl der Lösung feuerfeste Körperfarben, Thon, Knochenasche, Glaspulver und Bleiglätte zu, wodurch die damit überzogenen Gegenstände um so mehr gegen die flammende Verbrennung geschützt werden. Zwar können dieselben nicht gegen die Zerstörung bei einer Feuersbrunst geschützt werden, indem sie durch die Gluth verkohlen, aber sie vermehren doch nicht die Feuersbrunst und es kann an Orten, wo viel solcher Gegenstände aufbewahrt werden, wie z. B. Coulissen und Vorhänge in Theatern, noch mögliche Hülfe geleistet werden. Da jedoch das Wasserglas mit der Länge der Zeit auch auf die organische Substanz wirkt, so werden solche Gegenstände mürbe und man bedient sich jetzt mehr des phosphorsauren Ammoniaks als Mittel gegen die flammende Verbrennung. Das kieselsaure Natron verhält sich dem kieselsaurem Kali ähnlich und eine Verbindung von kieselsaurem Kali und kieselsaurem Natron (Doebereiner'sches Wasserglas) ist nicht allein leichter schmelzbar, sondern auch leichter in Wasser löslich als kieselsaures Kali oder kieselsaures Natron für sich.

Das kieselsaure Kali und Natron machen entweder für sich oder zugleich einen Bestandtheil der verschiedenen Glassorten aus, welche immer auch Silicate von Kalk, Magnesia, Baryt, Strontian, Alaunerde, Eisenoxyd oder Bleioxyd, oft auch mehrere derselben und in sehr veränderlichen Verhältnissen enthalten. Nach der technischen Bestimmung der Glassorten hat man nachstehende Eintheilung derselben, die mit der chemischen Zusammensetzung in gewisser Beziehung steht, aufgestellt; man unterscheidet nämlich:

A. Hohlglas, d. h. solches Glas, welches zu Gefäßen verarbeitet wird; es ist das am mannichfaltigsten zusammengesetzte Glas und zerfällt:

a) in gemeines Flaschenglas, aus Kieselsäure, Kali oder Natron oder beiden zugleich, Kalk, Alaunerde und Eisenoxyd bestehend;

b) in Arzneiflaschenglas, aus Kieselsäure, Natron, Kalk, etwas Alaunerde und wenig Eisenoxydul bestehend;

c) in weißes Hohlglas aus Kieselsäure, Kali oder Natron oder beiden zugleich und Kalk bestehend.

B. Fensterglas, aus Kieselsäure, Kali oder Natron oder beiden zugleich, Kalk und Alaunerde bestehend;

C. Spiegelglas, wie voriges zusammengesetzt, aber nur wenig Alaunerde enthaltend;

Baryt- und Strontianglas sind Verbindungen von kieselsaurem Alkali mit kieselsaurem Baryt oder Strontian und eignen sich zu optischen Zwecken.

D. Krystallglas, aus Kieselsäure, Kali und Bleioxyd bestehend; für geschliffene Gefäße;

E. Flintglas, aus Kieselsäure oder Borsäure, Kali und mehr Bleioxyd, als im Krystallglas enthalten, bestehend, für optische Zwecke;

Wismuthglas, wie das Flintglas statt des Bleioxydes Wismuthoxyd enthaltend, dient zu gleichen Zwecken;

F. Straß oder die Glasmasse für künstliche Edelsteine, aus Kieselsäure, Kali und dem höchsten Gehalt an Bleioxyd bestehend und durch höchst fein zertheilte Kohle, Antimonoxyd, Silberoxyd oder Chlorsilber gelb, durch Goldpurpur oder Kupferoxydul roth, durch Kobaltoxyd blau,

durch Kupferoxyd oder Chromoxyd grün, durch Manganoxyd violett und durch reichlich Eisenoxydul schwarz werdend;

G. Email, aus Kieselsäure, Natron und Bleioxyd bestehend und durch Zinnoxyd oder Antimonoxyd undurchsichtig gemacht.[107])

Obgleich die kieselsauren Alkalien in Wasser löslich sind und leicht durch Säuren zersetzt werden, so werden ihnen durch die Verbindung mit den kieselsauren Erdalkalien und Metalloxyden diese beiden Eigenschaften gänzlich entzogen; es bilden sich Doppel-, Tripel- u. s. w. Silicate bei der Glasfabrikation, die nicht durch Wasser und nur äußerst schwach auf nassem Wege durch die Säuren oder Alkalien angegriffen werden; nur durch Zusammenschmelzen mit einer großen Menge Alkali erhalten sie die Eigenschaft, durch Säuren zersetzt und aufgelöst zu werden. Auch die natürlich vorkommenden Silicate haben fast sämmtlich die Eigenschaft der Glasarten, nicht durch Säuren oder Alkalien auf nassem Wege angegriffen zu werden, und bei der Ermittlung ihrer Bestandtheile müssen sie mit irgend einem Alkali geglüht werden, ehe man zu einem Resultat gelangen kann.[108])

Phosphorsaures Kali

findet sich im Pflanzenreich und deßhalb auch in der Asche der Pflanzen und kann in einer gewissen Menge dem Ackerboden beigemischt für die Vegetation nur von günstigem Erfolg sein.

Arsenigsaures Kali (KO, AsO_3)

ist weiß, nicht krystallisirbar, sehr giftig und leicht in Wasser löslich; es wird in der Kattundruckerei und bei der Darstellung des Scheele'schen oder Mineralgrüns (arsenigsaures Kupferoxyd) benutzt.

Arsensaures Kali ($KO, AsO_5 + 2HO$)

krystallisirt in farblosen, durchsichtigen, quadratischen Octaëdern, reagirt und schmeckt sauer, wirkt äußerst giftig und wird in der Kattundruckerei als Reservage gegen essigsaure Alaunerde und essigsaures Eisenoxyd, so wie auch zum Betränken des Papiers als Fliegentod und zur Darstellung anderer arsensaurer Salze benutzt. Das arsenigsaure und arsensaure Kali lassen sich in der Technik ganz gut durch andere Körper ersetzen und sollten deßhalb für derartige Benutzung wegen der großen Gefahr, die mit ihrer Anwendung verbunden sind, verboten werden.

Antimonsaures Kali (KO, SbO_5)

bildet mit 5 Mischungsgewichten Wasser verbunden eine krystallinisch-körnige, durch Eindampfen erhalten eine honiggelbe, durchsichtige, rissige Masse, löst sich in Wasser und dient in dieser Lösung als einziges positives Reagens auf Natronsalze; wird seine Lösung mit Kohlensäure behandelt, so schlägt sich saures antimonsaures Kali ($KO, 2SbO_5, 6HO$) als ein weißes, schwierig in Säuren lösliches Pulver nieder. Ein Gemenge von antimonsaurem Kali und Antimonoxyd-Kali war früher als schweißtreibender Spießglanz in medicinischem Gebrauch.

Chromsaures Kali (KO, CrO_3)

krystallisirt in undurchsichtigen, citronengelben, sechsseitigen Säulen, hat einen bittern, unangenehmen und lang andauernden Geschmack, schmilzt bei starker Rothglühhitze und erscheint dabei hellgrün, löst sich leicht in Wasser, nicht in Weingeist, färbt die 40000fache Menge Wasser noch merklich gelb und die 20fache Menge Salpeter so intensiv gelb, daß dieser wie chromsaures Kali aussieht; es entläßt an die stärkeren Mineral- und selbst an organische Säuren die Hälfte Kali, dabei in doppelt-chromsaures Kali ($KO, 2CrO_3$) übergehend, welches in feuerrothen, wasserfreien, schiefen, rechtwinkeligen Säulen oder vierseitigen Tafeln krystallisirt, bitter, kühlend und metallisch schmeckt, leicht schmelzbar ist und beim Erkalten zu einer pomeranzengelben Masse erstarrt, weniger leicht in Wasser und gar nicht in Weingeist löslich ist, mit Kohle erhitzt schwach verpufft und bei der Digestion mit Salpetersäure noch $1/3$ Kali abgiebt und in dreifach-chromsaures Kali ($KO, 3CrO_3$) verwandelt wird, welches tiefrothe, wasserfreie Krystalle bildet. Die Lösung des einfach-chromsauren Kali fällt

die Lösungen der	Antimonoxydsalze . . .	perlfarben,
" "	" Zinnoxydsalze	gelb
" "	" Zinnoxydulsalze	gelb,
" "	" Platinoxydsalze	schmutzig-strohgelb,
" "	" Silberoxydsalze	purpurroth,
" "	" Quecksilberoxydsalze . .	mennigroth,
" "	" Quecksilberoxydulsalze .	orange,
" "	" Wismuthoxydsalze . .	hoch-citronengelb,

die Lösungen der Bleioxydsalze . . . . . citronengelb,
" " " Zinkoxydsalze . . . . . hoch-schwefelgelb,
" " " Uranoxydsalze . . . . . hoch-schwefelgelb,
" " " Kupferoxydsalze . . . . röthlichbraun,
" " " Eisenoxydulsalze . . . haarbraun, und
" " " Eisenoxydsalze . . . . rostbraun.

Diese Niederschläge zeigen sich in Farbe gegen Licht, Luft und Feuchtigkeit sehr dauerhaft und deßhalb werden das einfach- und und doppelt-chromsaure Kali häufig in der Färberei und Kattundruckerei zur Erzeugung dauerhafter Farben, namentlich von Gelb, Orange und (mit Blau) Grün, aber auch zur Darstellung verschiedener Malerfarben benutzt. Sonst verwendet man sie auch als Reagentien für die Salze von Blei, Quecksilber und Silber, zur Darstellung von Chromsäure, in der Kattundruckerei zur Erzeugung farbloser Stellen auf Indiggrund (durch eine Reservage von Weinsteinsäure, Oxalsäure und etwas Salpetersäure mit gerösteter Stärke verdickt, welche die Chromsäure abscheidet, und diese auf den beklotzten Stellen den Indig zerstört); auch ist das chromsaure Kali gegen Schimmel und Trockenmoder empfohlen worden.

Alaunerde-Kali (KO,Al_2O_3)

bildet sich beim Lösen des Alaunerdehydrates in Kalilösung und krystallisirt zuweilen mit 2 Mischungsgewichten Wasser; kann als die Basis des Kalialauns betrachtet werden, da durch Sättigung mit Schwefelsäure dieser entsteht ($KO,Al_2O_3 + 4SO_3 = KO,SO_3 + Al_2O_3,3SO_3$). Die Lösung setzt an der Luft Alaunerdehydrat ($Al_2O_3, 3HO$) in körnigen Krystallen ab und ist ein weit besseres Befestigungsmittel für adjective Pflanzenfarben, als der Alaun selbst, besonders wenn sie mit einem austrocknenden Oele zu einer Emulsion vermengt als Beize angewendet wird.

Zinkoxyd-Kali (KO, ZnO)

bildet sich bei der Einwirkung von Kalilauge auf metallisches Zink (besonders bei Berührung mit Platin oder Eisen) unter Wasserstoffentwicklung und ist krystallisirbar; auch löst sich Zinkoxydhydrat in Kalilauge zu einer farblosen Flüssigkeit, welche vielleicht für die Färberei und Kattundruckerei anzuwenden ist.

Das Kalium verhält sich gegen das Chlor wie das Natrium, indem es sich mit ihm unmittelbar oder mittelbar verbindet; die unmittelbare Verbindung entsteht ebenfalls bei gewöhnlicher Temperatur und unter lebhafter Feuerentwicklung mit rother Flamme; das Product der Vereinigung beider Elemente ist

Chlorkalium,

welches auf 39,1 Th. Kalium 35,4 Th. Chlor enthält, also aus gleichen Mischungsgewichten beider Körper besteht und durch KCl bezeichnet wird. Es findet sich im Steinsalz, in den Salzsoolen, im Meerwasser, in den Meergräsern, überhaupt im Pflanzen- und Thierreich und wird bei verschiedenen technisch-chemischen Processen, z. B. aus der Mutterlauge der Soolen, bei der Bereitung des chlorsauren Kalis, beim Salpetersieden, beim Aussalzen der Kaliseifen durch Kochsalz, bei der Glasfabrikation als sogenannte Glasgalle u. s. w. in so großer Menge als Nebenproduct gewonnen, daß es nicht absichtlich dargestellt, sondern durch Umkrystallisiren gereinigt wird.

Das Chlorkalium krystallisirt in wasserfreien, farblosen, luftbeständigen bitterlich-salzig schmeckenden Würfeln, verknistert beim Erhitzen, schmilzt und verdampft bei hoher Temperatur und löst sich leicht und mit starker Temperaturerniedrigung in Wasser, auch in Weingeist.

Man benutzt das reine Chlorkalium zu Frostmischungen und Bereitung des künstlichen Eises und zur Fällung und Bestimmung des Platins, das unreine, wie es durch Eindampfen der Seifensiederunterlauge und Erhitzen des Rückstandes als sogenannter Seifensiederfluß erhalten wird, in Glashütten und Alaunsiedereien, die nicht eingedampfte Unterlauge wegen ihres Rückhaltes an fettsaurem Alkali zum Waschen ordinärer Tuche.

Das Chlorkalium findet sich zuweilen in jüngeren Mergelarten und in einigen sehr fruchtbaren Erdarten Brasiliens, so wie auch im Urin und in den Abfällen der Salpeterplantagen, welche als gute Düngmittel bekannt sind. Es darf aber in den Bodenarten nicht in zu großer Menge vorhanden sein, weil es dann nachtheilig auf die Vegetation und sogar absterbend auf die Pflanzen wirkt (bekanntlich dient die nur wenig mit Wasser verdünnte Seifensiederunterlauge zum Vertilgen des Graswuchses auf Wegen und anderen

Orten); es wird von den Pflanzen als solches aufgenommen und durch diese in den thierischen Organismus übergeführt.

Das Chlorkalium verbindet sich mit den Chloriden der electronegativen Metalle zu Doppelsalzen, von denen nur das Chlorplatinkalium ($KCl, PtCl_2$ von Interesse ist, da durch seine Bildung die Gegenwart des Platins, wie die des Kalis erkannt wird und beide Körper dem Gewicht nach bestimmt werden können. Es ist ein gelbes, in kaltem Wasser fast unlösliches Pulver, krystallisirt aus der kochend bereiteten wäßrigen Lösung in wasserfreien Octaëdern und wird beim Glühen in Chlor, Platin und Chlorkalium zersetzt, welche beide letzteren sich leicht durch Wasser trennen lassen.

Bromkalium ist dem Chlorkalium ähnlich, Jodkalium (KI) aber krystallisirt in an der Luft feucht werdenden Würfeln und vierseitigen Prismen, die sich in weniger als dem gleichen Gewicht Wasser lösen. Beide Verbindungen werden als Heilmittel, letztere auch als Reagens und zur Darstellung von Jodquecksilber und anderen Jodmetallen benutzt. Fluorkalium (KF) krystallisirt theils in zerfließlichen wasserfreien Würfeln, theils mit 4 Mischungsgewichten Wasser in Prismen.

Das Kalium verbindet sich in verschiedenen Verhältnissen mit Schwefel, nämlich auf 1 Mischungsgewicht des ersteren 1, 2, 3, 4 und 5 Mischungsgewichte des letzteren aufnehmend. Diese Verbindungen werden mittelbar dargestellt, wie das Einfach- und Doppeltschwefelkalium (KS und KS_2) durch Glühen des einfach- oder doppelt-schwefelsauren Kalis mit Kohle, das Dreifach-Schwefelkalium (KS_3) durch Leitung von Schwefelkohlenstoffdampf über glühendes kohlensaures Kali oder (mit schwefelsaurem Kali vermischt) durch Glühen des kohlensauren Kalis mit Schwefel, das Vierfach-Schwefelkalium (KS_4) durch Leiten von Schwefelkohlenstoffdampf über erhitztes schwefelsaures Kali und das Fünffach-Schwefelkalium (KS_5) durch Erhitzen einer Lösung der übrigen Schwefelverbindungen mit Schwefel. Von diesen Verbindungen haben das unreine Dreifach-Schwefelkalium oder die sogenannte Kalischwefelleber und das Fünffach-Schwefel-

kalium nur in sofern Interesse, daß sie zu Schwefelbädern und zur Darstellung der Schwefelmilch benutzt werden.

Die Verbindungen des Kaliums mit den übrigen nichtmetallischen Stoffen und seine Legirungen sind nur von wissenschaftlichem Interesse.

---

22. Ammonium.

Ammonium. Am = 18,0 oder 225,0.

Die Verbindung des Stickstoffes mit Wasserstoff, das Ammoniak (NH_3) verhält sich, wie bereits S. 81 angeführt, bei Gegenwart von Wasser gegen die Sauerstoffsäuren wie eine Basis, indem sie dieselben neutralisirt und mit ihnen den übrigen Sauerstoffsalzen ganz analoge Verbindungen bildet. In gleicher Weise verhält sich das Ammoniak gegen die Wasserstoffsäuren; es entstehen Verbindungen, die den Haloidsalzen entsprechen. Bei der Verbindung des Ammoniaks mit Sauerstoffsäuren unter Mitwirkung des Wassers wird von je einem dieser Körper ein Mischungsgewicht gebunden, wie z. B. wenn Ammoniak (NH_3) in Wasser (HO) und Schwefelsäure (SO_3) gebracht wird, so entsteht schwefelsaures Ammoniak (NH_3, HO, SO_3); ohne Wasseraufnahme kann dieses Salz nicht gebildet werden und sucht man ihm das Wasser zu entziehen, so zerfällt das Salz wieder. Das Wasser kann also nicht als Krystallwasser betrachtet werden, denn in diesem Falle ließ es sich, wie bei allen übrigen Sauerstoffsalzen, durch Erwärmung entfernen. Zugleich kennt man keine neutrale salzartige Verbindung einer Sauerstoffsäure mit einem Körper, welcher keinen Sauerstoff enthält. Das Wasser, oder vielmehr seine Elemente, sind demnach zur Bildung der sogenannten Ammoniaksalze nothwendig und da in den Sauerstoffsalzen immer mit dem Radical der Basis Sauerstoff verbunden ist, so betrachtet man in den Ammoniaksalzen die Basis als eine Verbindung von Stickstoff, Wasserstoff und Sauerstoff, in welcher Stickstoff und Wasserstoff zu einem zusammengesetzten, basiserzeugenden Radical (NH_4) und dieses mit Sauerstoff ($= NH_4 + O$) verbunden ist; die Formel $NH_4 + O$ ist also $= NH_3 + HO$ oder NH_4O. Für die Annahme, daß in den Ammoniaksalzen

das Oxyd eines zusammengesetzten Radicals die Rolle einer Basis spielt, spricht auch noch die Erscheinung, daß der Sauerstoff dieses Oxydes durch ein Aequivalent Chlor, Brom, Jod, Fluor, Schwefel, Selen und Tellur vertreten werden kann und Verbindungen entstehen, welche den Chlor-, Brom-, Jod-, Fluor-, Schwefel-, Selen- und Tellurmetallen entsprechen. Diese bilden sich immer, wenn gleiche Mischungsgewichte Ammoniak (NH_3) und einer sogenannten Wasserstoffsäure der erwähnten Körper z. B. Chlorwasserstoff (HCl) zusammenkommen, ohne daß Wasser vorhanden ist; Ammoniak-Chlorwasserstoff ist also $NH_3 + HCl$. Wie nun in den Sauerstoffsalzen des Ammoniaks der Wasserstoff das Zusammensetzungswasser mit den Ammoniakbestandtheilen zu einem zusammengesetzten Radical zusammengetreten angenommen wird, so ist dieses auch in dem Ammoniak-Chlorwasserstoff zu thun und dieses wird deßhalb durch $NH_4 + Cl$ oder NH_4Cl bezeichnet, was $= NH_3 + HCl$ ist. Stellt man die verschiedenen Ammoniakverbindungen unter einander und benennt und bezeichnet das zusammengesetzte Radical mit Ammonium und Am (oder NH_4), so erhält man folgende Reihe derselben:

$NH_3 + HO$ oder AmO ($= NH_4, O$) = Basis der Ammoniaksalze oder Ammoniumoxyd,

$NH_3 + HCl$ oder $AmCl$ ($= NH_4, Cl$) = Chlorammonium,

$NH_3 + HBr$ oder $AmBr$ ($= NH_4, Br$) = Bromammonium,

$NH_3 + HI$ oder AmI ($= NH_4, I$) = Jodammonium,

$NH_3 + HF$ oder AmF ($= NH_4, F$) = Fluorammonium,

$NH_3 + HS$ oder AmS ($= NH_4, S$) = Schwefelammonium,

$NH_3 + HSe$ oder $AmSe$ ($= NH_4, Se$) = Selenammonium und

$NH_3 + HTe$ oder $AmTe$ ($= NH_4, Te$) = Tellurammonium.

Das Ammonium selbst ist gleich mehreren anderen zusammengesetzten Radicalen für sich und als Oxyd nicht darstellbar, zeigt jedoch, wie in seinen Verbindungen mit Sauerstoff und Säuren, Chlor u. s. w., darin viel Aehnliches mit den Metallen, daß es sich, obgleich nur mit einem derselben, mit dem Quecksilber, verbinden läßt, ohne dessen metallische Eigenschaft zu verändern. Diese Verbindung erfolgt, wenn ein Ammoniaksauerstoffsalz oder ein Ammoniumhaloidsalz mit Natriumamalgam und Wasser in Berührung gebracht wird, wobei sich der Sauerstoff des Ammoniumoxydes und die damit

verbundene Säure oder der acide Bestandtheil des Ammoniumhaloidsalzes mit dem Natrium zu einem Natronsalz oder Natriumhaloidsalz verbindet, das Ammonium aber an das Quecksilber tritt und dieses unter starkem Aufschwellen (bis zum 20fachen Volumen des angewandten Quecksilbers) in eine butterweiche, durch ein Gemisch von starrer Kohlensäure und Aether abgekühlt spröde werdende, die Farbe des Quecksilbers besitzende, auf Wasser schwimmende Masse verwandelt. Diese Verbindung, das sogenannte Ammoniumamalgam, läßt sich sich auch bei der Zersetzung der Ammoniumverbindungen durch den electrischen Strom in Berührung mit Quecksilber bilden und ist dann baumförmig krystallinisch, hält sich aber nicht lange, indem es sich selbst überlassen bald in Quecksilber und in ein Gemenge von 2 Maaß Ammoniakgas und 1 Maaß Wasserstoffgas zerfällt, was wiederum anzeigt, daß das mit dem Quecksilber verbundene Ammonium die oben angegebene Zusammensetzung hat, denn in 2 Maaß Ammoniakgas sind 1 Maaß Stickstoffgas und 3 Maaß Wasserstoffgas verdichtet, welche mit 1 Maaß freigewordenem Wasserstoffgas die Zusammensetzung des Ammoniums geben, da 1 Maaß Stickstoffgas ein Aequivalent für 14 Gewichtstheile oder 1 Mischungsgewicht Stickstoff und 4 Maaß Wasserstoffgas für 4 Gewichtstheile oder 4 Mischungsgewichte Wasserstoff sind.

Die Ammoniumoxydsalze, gewöhnlich Ammoniaksalze benannt (was jedoch nicht richtig ist, da das wasserfreie Ammoniak auch mit mehreren wasserfreien Sauerstoffsäuren Verbindungen eingeht, die aber nicht den generellen Charakter der Sauerstoffsalze besitzen), sind meist krystallisirbar und in Wasser löslich, haben einen stechend salzigen, etwas urinösen Geschmack, aber meist keinen Geruch und zeichnen sich dadurch aus, daß sie bei der Berührung mit wäßrigen feuerbeständigen Alkalien eine stechend riechende und feuchtes Curcumäpapier braun färbende, in der Nähe von flüchtigen Säuren weiße Nebel bildende Luftart (Ammoniakgas) ausgeben und in der wäßrigen Lösung mit Platinchlorid einen gelben Niederschlag veranlassen, welcher getrocknet und geglüht Chlor und Chlorammonium entläßt und reines Platin hinterläßt. In der Hitze sind diese Salze entweder unzersetzt flüchtig, oder sie zerfallen in Ammoniak, Wasser und Säure oder (nur eins, das salpetersaure Ammonium-

oxyd) in Wasser und Stickstoffoxydulgas. Sie bilden mit anderen Salzen derselben Säure leicht Doppelsalze.[109])

Salpetersaures Ammoniumoxyd oder Ammoniak

($AmO [NH_4O], NO_5$),

auch Ammoniaksalpeter benannt, krystallisirt in farblosen, durchsichtigen, seidenglänzenden, leicht feucht werdenden, vier- und sechsseitigen Säulen, löst sich leicht in Wasser, zerfällt beim Erhitzen auf 250° in Wasser und Stickstoffoxydulgas ($NH_4O, NO_5 = 4HO + 2NO$) und explodirt auf glühenden Kohlen, weßhalb er früher flammender Salpeter benannt wurde. Es wird zur Bereitung des Stickstoffoxydulgases (Lustgas, verwendet, muß aber zu diesem Zweck ganz rein sein und darf nur vorsichtig auf 250° erhitzt werden. Auch benutzt man es bei der Bestimmung der Asche schwer einzuäschernder Brennmaterialien, da es deren Verbrennung wie die übrigen salpetersauren Salze befördert, aber nicht selbst Asche hinterläßt.

Kohlensaures Ammoniumoxyd

oder Ammoniak ist im neutralen Zustande (als AmO oder NH_4O, CO_2) unbekannt, da die beim Vermischen von gleichen Mischungsgewichten oder 2 Maaß Ammoniakgas und 1 Maaß Kohlensäuregas entstehende Ammoniakverbindung, welche weiß und krystallinisch ist, bei der Berührung mit Wasser in Ammoniak und anderthalbkohlensaures Ammoniumoxyd zerfällt ($3NH_3, CO_2 + 2HO = (2NH_4O + 3CO_2) + NH_3$). Dieses Salz ist es, welches sich bei der Fäulniß oder bei der trockenen Destillation bildet, den Producten dieser Processe den durchdringenden, stechenden Geruch ertheilt und sich vorzugsweise in der Mistjauche vorfindet. In dieser bildet es sich aus einem in dem Harne der Thiere enthaltenen Stoff (welcher Harnstoff genannt wird und eine Verbindung von 1 Mischungsgewicht Kohlenstoff, 1 Mischungsgewicht Stickstoff, 2 Mischungsgewichten Wasserstoff und 1 Mischungsgewicht Sauerstoff ist) durch die gleichzeitige Einwirkung von in Zersetzung begriffenem Eiweißstoff, Käsestoff oder eines andern ähnlichen im Harn enthaltenen Körpers. Der Harnstoff nimmt in diesem Proceß nichts weiter als Wasser auf; setzt man die Zusammensetzung

des Harnstoffes $= CNH_2O$ und

die des Wassers $= HO$

so erhält man $= CNH_3O_2$ oder NH_3, CO_2;

diese Verbindung aber, wenn sie wirklich das primäre Product der Fäulniß sein sollte, zerfällt, wie oben bereits angeführt, in freies Ammoniak und anderthalb kohlensaures Ammoniumoxyd, welches sich in dem Wasser des Harns löst; zugleich bildet sich bei der Fäulniß des Harns eine humusartige Materie, welche von dem freien Ammoniak gelöst wird, der Mistjauche die bräunliche Farbe ertheilt und durch den Einfluß des atmosphärischen Sauerstoffes leicht oxydirt, d. h. in Kohlensäure und Wasser verwandelt wird und dadurch so wohl, als auch wegen des Ammoniakgehaltes so vortheilhaft auf die Vegetation wirkt. Das reine anderthalb kohlensaure Ammoniumoxyd krystallisirt in Rhombenoctaëdern und giebt bei der Sublimation eine aus unregelmäßigen Krystallen zusammengesetzte weiße Salzkruste, riecht nach Ammoniak, schmeckt und reagirt alkalisch, löst sich leicht in Wasser und entläßt an der Luft nach und nach Ammoniak, dabei in doppelt kohlensaures Ammoniumoxyd (AmO oder $NH_4O, 2CO_2$) übergehend; dieses ist geruchlos und weniger in Wasser löslich und giebt bei der Sublimation Kohlensäure und das anderthalb kohlensaure Salz. Im reinen Zustande wird das anderthalb kohlensaure Ammoniumoxyd zur Bereitung verschiedener Ammoniakpräparate, zur Entfernung von Säureflecken aus Kleidungsstücken und dergl., zum Fällen verschiedener Metalloxyde, in der Medicin und in der Kuchenbäckerei zum Auflockern des Teiges, ohne demselben fremde Substanzen zuzuführen (da das Salz beim Backen sich vollständig verflüchtigt und dadurch das Gebäck sehr blasig macht) benutzt. Das unreine in Wasser gelöste und mit verschiedenen unorganischen und organischen Körpern verbundene Salz wird, wie z. B. gefaulter Harn, bei der Wollwäsche oder als Mistjauche zur Düngung, die bei der trocknen Destillation stickstoffhaltiger Körper aber erhaltene wäßrige Flüssigkeit (sogenannter Hirschhorngeist) zur Darstellung der übrigen Ammoniakverbindungen benutzt und auf reines kohlensaures Ammoniumoxyd bearbeitet.

Schwefelsaures Ammoniumoxyd oder Ammoniak (AmO oder NH_4O, SO_3)

findet sich natürlich als Mascognin in dem Wasser der Lagunen von Siena und am Aetna und krystallisirt in farblosen, durchsichtigen, sechsseitigen Säulen, ist luftbeständig, verknistert beim Erwärmen, wird bei höherer Temperatur unter Freiwerden von Stickstoffgas und Bildung von schwefeligsaurem Am-

moniak zersetzt, hat einen scharfen, bittern Geschmack, löst sich leicht in Wasser und entläßt an warmer Luft 12,15 Procent oder 1 Mischungsgewicht Krystallwasser. Man benutzt es zur Darstellung des reinen und kohlensauren Ammoniumoxydes, des Chlorammoniums und des sogenannten Ammoniak-Alauns oder des

schwefelsauren Alaunerde-Ammoniak ($NH_4O, SO_3 + Al_2O_3, 3SO_3 + 24HO$),

welches in regelmäßigen Octaëdern krystallisirt, wie das Kali-Alaun nur oberflächlich verwittert, schmeckt, reagirt und in Wasser löslich ist und mitunter statt desselben im Handel vorkommt, was aber leicht dadurch erkannt werden kann, daß es in Berührung mit Kalk Ammoniak entwickelt.

Phosphorsaures Ammoniumoxyd oder Ammoniak (AmO oder NH_4O, PO_5)

krystallisirt mit 2 Mischungsgewichten Wasser, löst sich leicht in Wasser, verliert beim Erhitzen das Wasser und hinterläßt beim stärkeren Glühen Phosphorsäurehydrat. Das Einfach-phosphorsaure Ammoniumoxyd ($2AmO$ oder $2NH_4O + PO_5$) findet sich meist in Verbindung mit phosphorsaurem Natron oder phosphorsaurer Magnesia im Thier- und Pflanzenreich, ist schwierig und mit 2 Mischungsgewichten Wasser krystallisirbar, reagirt alkalisch, löst sich im Wasser und verhält sich im Feuer wie das vorige Salz. Mit noch mehr Ammoniak bildet die Phosphorsäure ein im Wasser schwer lösliches Salz. Man benutzt das phosphorsaure Ammoniak als Reagens und, wie es durch Zersetzung der salzsauren Auflösung der Knochenasche mit rohem kohlensaurem Ammoniak gewonnen wird, als Schutzmittel gegen die flammende Verbrennung leicht feuerfangender Stoffe, wie der Theatercoulissen u. s. w., zu welchem Zweck es sich weit mehr eignet, als das kieselsaure Kali oder der Alaun.

Phosphorsaures Natron-Ammoniumoxyd (AmO, NaO, PO_5)

findet sich in bedeutender Menge im Urin, wird deßhalb auch Harnsalz genannt und krystallisirt mit 8 Mischungsgewichten Wasser in großen, durchsichtigen, wasserhellen Säulen, entläßt an der Luft etwas Wasser und Ammoniak, löst sich leicht im Wasser, schmilzt bei gelinder Hitze unter Aufbrausen und hinterläßt eine helle Perle von doppelt-phosphorsaurem Natron. Es wurde

früher zur Bereitung des Phosphors benutzt und heißt deßhalb auch Phosphorsalz und dient jetzt wie der Borax bei Löthrohrversuchen; auch ist es als Surrogat desselben für technische Zwecke und Schutzmittel gegen die flammende Verbrennung vorgeschlagen worden.

Phosphorsaures Magnesia-Ammoniumoxyd
($AmO, 2MgO, PO_5$)
findet sich in einigen thierischen Concretionen und fällt aus faulendem Harn nieder, krystallisirt mit 12 Mischungsgewichten Wasser in durchscheinenden, unregelmäßig zugespitzten, vierseitigen Säulen oder stellt ein weißes, sandiges Krystallpulver dar, ist geschmacklos und löst sich wenig in reinem Wasser und verdünnten Salzlösungen, aber gar nicht in Wasser, welches irgend ein phosphorsaures Salz gelöst enthält. Es dient zur Erkennung und Bestimmung der Magnesia in anderen Verbindungen.

Die Ammoniumoxydsalze sind zum Theil die Quellen des Stickstoffes in den Pflanzen und deßhalb für die Vegetation und Ausbildung derselben von besonderem Einfluß. In den Boden gelangen sie entweder, wie das kohlensaure Salz, durch das größere oder geringere Absorptionsvermögen desselben gegen Gasarten, oder wie das kohlensaure und salpetersaure Salz, welches letztere sich beim Electrisiren der feuchten Luft, also auch bei Gewittern bildet, durch das niederfallende Regenwasser oder endlich durch den zugeführten stickstoffhaltigen Dünger, wie das kohlensaure, phosphorsaure, schwefelsaure und humussaure oder auch organisch saure Salz bei noch nicht vollständig stattgefundener Zersetzung des Harns. Früherhin nahm man an, daß nur aus dem thierischen Dünger und dessen Ammoniaksalzen der Stickstoff der Pflanzen stamme, aber später machte man die Erfahrung, daß auf einer gewissen Bodenfläche in den darauf gezogenen Pflanzen mehr Stickstoff geerntet werde, als man ihr durch den Dünger zugeführt hatte. Man nahm nun an, daß der Stickstoff der atmosphärischen Luft zugleich mit dem Ammoniak von den Pflanzen assimilirt werde, wogegen aber wiederum die Thatsache spricht, daß kein Element für sich allein als Nahrungsmittel für die Pflanzen dient, sondern daß es nur in der Verbindung mit irgend einem anderen Element und noch besser in der Verbindung zweier zusammengesetzter Körper, als salzartiger Körper für diesen Zweck brauchbar wird; der Stickstoff kann also nicht wohl

von diesem Erfahrungssatz eine Ausnahme machen. Bei genaueren Untersuchungen der atmosphärischen Luft mit größeren Quantitäten derselben und namentlich bei der Untersuchung des Regenwassers fand man aber, daß das Ammoniak immer einen Bestandtheil der atmosphärischen Luft ausmacht und daß diese auf je 1 Pfund niederfallendes Regenwasser ¼ Gran Ammoniak mit niederfallen läßt. Diese Quantität erscheint zwar sehr gering, ist aber doch hinreichend, um die für die Pflanzen nöthige Menge von Stickstoff herzugeben, da nach einer mittleren Durchschnittsrechnung in den Monaten April, Mai, Juni und Juli, in welchen bekanntlich die Vegetation am raschesten sich entwickelt und, wie bei den sogenannten Sommerfrüchten, beendigt, gegen 7000 Centner Wasser auf ein Tagwerk Fläche von 40,000 Quadratfuß durch den Regen niederfallen und die Quantität Wasser über 21 Pfund Ammoniak mit herunter bringt, in welchen gegen 17 Pfund Stickstoff enthalten sind.

Nach durchschnittlicher Rechnung wird in einer Reihe von Jahren auf gehörig bestelltem Ackerboden in den Früchten, Stroh u. s. w. wenigstens um ¼ mehr Stickstoff geerntet, als ihm durch den Dünger zugeführt worden ist, selbst bei der Annahme, daß aller Stickstoff des Düngers von den Pflanzen aufgenommen wird, was aber gar nicht der Fall ist, da aus den Düngerhaufen, besonders wenn der Dünger sehr hitziger Beschaffenheit ist und aus dem auf den Feldern ausgebreiteten Mist eine große Menge von Ammoniak und demnach auch Stickstoff entweicht. Es kann also nur der Stickstoffgehalt der Pflanzen aus der Zuführung von Ammoniak und dessen Salzen aus der Luft abgeleitet werden und man hat also hier dieselbe Erscheinung, wie der Gehalt von Kohlenstoff in den Pflanzen durch die atmosphärische Kohlensäure entstanden ist. Es ist jedoch gar nicht die Thatsache zu leugnen, daß ammoniakalischer Dünger von ungemein günstigem Einfluß auf die Fruchtbarkeit des Ackerbodens ist und die Vegetation sehr beschleunigt, was dadurch bedingt ist, daß eine Quantität Ammoniaksalz durch den Dünger unmittelbar den Pflanzen nahe gebracht in Gemeinschaft mit dem atmosphärischen Ammoniak nützt und deßhalb die Pflanzen in einer weit kürzeren Zeit die zu ihrer Ausbildung nothwendige Menge von Stickstoff aufnehmen können, als es in einen ungedüngten Ackerboden stattfindet.

Da durch die Zuführung von Ammoniaksalzen mittels des Düngers die Pflanzenausbildung und Reife in einer weit kürzeren Zeit beendigt und

deßhalb ein Stück Ackerland häufiger zur Cultur benutzt werden kann, so muß der Landwirth alle Ammoniakquellen möglichst für den Ackerbau zu benutzen suchen. Die hauptsächlichste Quelle von Ammoniak findet sich in der Fäulniß stickstoffhaltiger organischer Körper, also in thierischen Abfällen und Excrementen; bei der Fäulniß entsteht vorzugsweise Ammoniak und Kohlensäure, aber auch Schwefelwasserstoff, welcher sich mit einem Theile Ammoniak zu Schwefelammonium verbindet. Wie bereits oben angegeben, kann kein neutrales kohlensaures Ammoniumoxyd bestehen, sondern es zerfällt die Verbindung von Ammoniak und Kohlensäure bei der Berührung mit Wasser in freies Ammoniak und anderthalb kohlensaures Ammoniumoxyd, welches an der Luft auch noch einen Theil seines Ammoniaks verliert. Dieselbe Erscheinung findet bei der Fäulniß thierischer Stoffe statt; es bilden sich Kohlensäure und Ammoniak in dem Verhältniß, daß sie ein neutrales kohlensaures Ammoniumoxyd bilden würden, wenn dieses bestehen könnte; durch die Feuchtigkeit des Düngers wird einerseits anderthalb-kohlensaures Ammoniak gebildet, andererseits Ammoniak in Freiheit gesetzt, und welches in Gemeinschaft mit einem Theile Ammoniak aus dem gebildeten Salz nach und nach in die Luft entweicht, so daß im Ganzen die Hälfte des Ammoniaks schon während der Düngerbildung und endlich bei heißer Witterung sämmtlichen Ammoniak so wohl als saures kohlensaures Ammoniumoxyd, als auch als Schwefelammonium beim Ausbreiten und Trockenwerden des Düngers auf den Feldern verloren geht. Man hat aber die Erfahrung gemacht, daß weniger flüchtige Ammoniaksalze in gehörigen Verhältnissen ebenso günstig auf die schnellere Ausbildung der Pflanzen wirken, als kohlensaures Ammoniak und Schwefelammonium, und hat deßhalb, da der Fortgang der Fäulniß und die weitere Ammoniakbildung nicht dadurch gestört wird, den Dünger mit Substanzen vermischt, welche das kohlensaure Ammoniak und Schwefelammonium entweder auf dem Wege der einfachen oder der doppelten Wahlverwandschaft zersetzen und das Ammoniak zu einer weniger flüchtigen Salzverbindung binden. Solche Substanzen sind entweder Säuren, wozu man die billigsten, Schwefelsäure oder Salzsäure, anwendet, welche die Kohlensäure oder den Schwefel des Schwefelammoniums als Schwefelwasserstoff austreiben, oder Salze, deren Basis eine größere Affinität zu der Kohlensäure haben, als das Ammoniumoxyd, wie z. B. der schwefelsaure Kalk oder die salzsaure Magnesia

(der vorwaltende Bestandtheil der Mutterlauge der Salinen), welche sich durch das kohlensaure Ammoniak bei gewöhnlicher Temperatur in kohlensauren Kalk oder kohlensaure Magnesia und schwefelsaures Ammoniumoxyd oder Chlorammonium verwandeln. Der der Fäulniß unterworfene Körper wird mit den genannten, sehr mit Wasser verdünnten Säuren oder Mutterlauge der Salinen begossen oder mit Gyps bestreut und das Ammoniak in dem Dünger fixirt, so daß es ganz ohne Verlust mit den übrigen Bestandtheilen des Düngers und den in diesen praexistirenden Ammoniaksalzen (z. B. phosphorsaurem Ammoniumoxyd) auf das Feld gebracht werden kann, wo es von den Pflanzen unter Mithülfe des Wassers aufgesogen und assimilirt wird. Man kann auch das in Viehställen, Abtritten und dergl. freiwerdende und in die Luft übergeführte Ammoniak fixiren und dem Ackerboden zuführen, wenn man an verschiedenen Orten des Stalles flache Gefäße mit Schwefelsäure oder Salzsäure aufstellt, welche alles Ammoniak aus der umgebenden Luft aufnehmen und endlich zu einer Salzmasse erstarren, welche unter dem Dünger geworfen oder auf das Feld verstreut oder in die Mistjauche geworfen wird.

Die Assimilation des Ammoniaks findet in besonderen Organen der Pflanzen, aber nicht in den Saftgängen statt, da der in ihnen befindliche Saft, er mag auf- oder absteigen, bei der Berührung mit Kalk Ammoniak entwickelt, also auch Ammoniaksalze enthält. Wie aber aus dem Ammoniak der Stickstoff in besondern Organen während des Vegetationsprocesses assimilirt wird, ist noch gänzlich unbekannt.

Wird Ammoniakgas mit Salzsäuregas in Berührung gebracht, so bildet sich ein weißer, dichter Nebel, welcher nach oben angeführter Ansicht über die Zusammensetzung der Ammoniakverbindungen

Chlorammonium

ist. Es verbinden sich hierbei gleiche Raumtheile Ammoniakgas und Salzsäuregas oder 17 Gewichtstheile des ersteren mit 36,4 Gewichtstheilen des letzteren und die entstandene Verbindung wäre durch $NH_3 + HCl$, ist aber nach der Ammoniumtheorie durch $NH_4 + Cl$ oder $AmCl$ zu bezeichnen. Das Chlor-

ammonium, bekannter unter dem Namen Salmiak, findet sich in allen vulkanischen Ländern, auf Laven als Rinde oder Beschlag, in Spalten und Höhlungen vulkanischer Gebilde theils krystallisirt, theils kugelig, tropfsteinartig oder mehlig, auch in sehr geringer Menge im Meerwasser und in einigen Mineralwässern und wird mittelbar gewonnen entweder aus dem durch Verbrennen des Kameelmistes erhaltenen Ruß (Aegyptische Salmiakbereitung) oder aus dem durch Verbrennen eines Gemenges von Steinkohle, Kochsalz und thierischen Theilen mit Thon erhaltenen Ruß (Lüttich'sche Salmiakbereitung) oder und am meisten aus dem unreinen, bei der Fäulniß (gefaulter Harn) oder trockner Destillation stickstoffhaltiger Körper sich bildenden kohlensauren Ammoniak durch Zersetzung mit Salzsäure, Chlorcalcium, salzsaurer Magnesia oder Alaunerde oder endlich aus schwefelsaurem Ammoniak durch Sublimation mit Kochsalz.[110])

Der Salmiak krystallisirt in Octaëdern, gewöhnlich aber in sehr langen, federbartartig aneinander gereihten Nadeln (Salmiakblumen), welche oft in feuchtem Zustande zusammengepreßt werden und dann die Salmiakhüte geben, ist farblos, luftbeständig und sublimirt sich beim Erhitzen unzersetzt, wobei sich bei der Fabrikation im Großen in flachen Sublimirgefäßen verschieden große und schwere, runde, in der Mitte gewöhnlich mit einem Loche versehene, nach dem Rande hin verjüngte, weiße, fettglänzende, klingende, vielfach geborstene und auf dem Bruche grobsplittrige Massen, die sogenannten Salmiakbrode bilden. Der Salmiak löst sich unter starker Temperaturerniedrigung leicht in Wasser, aber sehr wenig in Weingeist.

Man benutzt den Salmiak technisch zum Löthen und Verzinnen von Eisen-, Kupfer- und Messinggeräth, zur Bereitung von Eisenkitt, in der Färberei und Kattundruckerei, zur Fabrikation des Ammoniakwassers und kohlensauren Ammoniaks, zu kaltmachenden Mischungen, in der Medicin besonders als innerliches Heilmittel und mit Kalk vermischt als belebendes Riechmittel (indem er selbst im trocknen Zustande durch den Kalk nach und nach zersetzt wird und Ammoniakgas aushaucht), als Reagens auf Platin u. s. w. Auch für die Landwirthschaft ist der Salmiak nicht ohne Interesse, da er gleich den Ammoniumoxydsalzen in kleinen Quantitäten auf die Vegetation sehr vortheilhaft wirkt und, wie oben angeführt, durch die Umwandlung des kohlensauren Ammoniaks

in Salmiak durch Salzsäure oder Mutterlauge von Salinen einen großen Verlust von Ammoniak in dem Dünger vorgebeugt wird.

Das Chlorammonium verbindet sich mit mehreren Chloriden der electro-negativen Metalle, wie mit Zinnchlorür, welches sich dadurch weniger leicht durch den Einfluß der Luft zersetzt, mit Zinnchlorid, Quecksilberchlorid, Kupferchlorid, Eisenchlorid u. s. w. zu krystallisirbaren, in Wasser löslichen Doppelsalzen. Die wichtigste Verbindung dieser Art ist aber das Chlorplatinammonium oder der Platinsalmiak ($NH_4Cl, PtCl_2$), welches sich bildet, wenn Platinchlorid mit Chlorammonium oder einem Ammoniaksalz vermischt wird und ein schön citronengelbes, sehr wenig in Wasser, gar nicht in Weingeist lösliches Pulver darstellt, welches beim Erhitzen in Stickstoffgas, Salzsäure, Salmiak und reines Platin zerfällt. Die Entstehung dieses Doppelsalzes durch Chlorammonium giebt einerseits die Gegenwart von Platinchlorid, durch Platinchlorid anderseits die Gegenwart von Ammoniaksalzen zu erkennen und Platin so wohl, als auch Ammoniak können quantitativ sehr genau nach der Menge des entstandenen Platinsalmiaks bestimmt werden. Von ganz insbesonderer Wichtigkeit ist aber auch der Platinsalmiak für die Ausscheidung des Platins im Großen aus seiner mit anderen Metallen vermischten Lösung und für die Gewinnung des metallischen Platins.

Brom-, Jod- und Fluorammonium sind dem Chlorammonium sehr ähnliche Verbindungen, welche ebenfalls mit anderen Bromiden, Jodiden oder Fluoriden Doppelsalze bilden.

Das Ammoniakgas verbindet sich mit seinem gleichen Raumtheil Schwefelwasserstoffgas zu einer krystallinischen Masse, Schwefelammonium (AmS oder NH_4S), welches sich bei der Fäulniß animalischer Substanzen in Cloaken und Abtritten erzeugt und im flüssigen Zustande erhalten wird, wenn in Ammoniakwasser Schwefelwasserstoffgas geleitet wird, bis jenes nicht mehr auf schwefelsaure Magnesia fällend wirkt; die trockne Verbindung zersetzt sich leicht in Berührung mit atmosphärischem Sauerstoff, und auch im flüssigen Zustand wird nach und nach unter Wasserbildung Schwefel abgeschieden. Die wäßrige Lösung dieser Verbindung dient als Reagens auf Metalle, und zwar vorzüglich

dann, wenn diese aus ihren Lösungen nicht durch Schwefelwasserstoff gefällt werden. Das Schwefelammonium verbindet sich mit verschiedenen anderen Schwefelmetallen, namentlich mit den Sulphiden der elektronegativen Metalle zu löslichen Schwefelsalzen, wodurch es in der analytischen Chemie eine sehr wichtige Rolle spielt. Auch vereinigt es sich mit Schwefelwasserstoff.

Selenammonium und Tellurammonium entstehen durch Berührung von Ammoniak mit Selen- oder Tellurwasserstoff und verhalten sich dem Schwefelammonium ähnlich.

Verbindungen des Ammoniums mit Bor und Kiesel, Phosphor, Arsen und Antimon, sowie auch mit den Metallen, dem Quecksilber ausgenommen, sind unbekannt.

Schlußbemerkung.

In der neuesten Zeit beginnt man diejenigen zusammengesetzten Radikale, welche sich durch ihre starke chemische Affinität zu den einfachen Radikalen auszeichnen, der unorganischen Chemie unterzuordnen. Derartige zusammengesetzte Radikale sind das Cyan, das Rhodan, das Melan und das Oxalyl, deren Erörterung wir jedoch nach dem älteren Gebrauch in die organische Chemie verwiesen haben.

Berichtigungen.

Seite 212,	Spalte 3 von unten	statt	rothbrüchiges l. rohbrüchiges.
„ 247,	„ 6 von oben	„	12,6 Th. l. 12 Th.
„ „	„ 8 „ „	„	20,65 l. 20,0.
„ 252,	„ 5 von unten	„	12,6 Th. l. 12 Th.
„ 266,	„ 9 „ „	„	Sandmergel l. Kalkmergel.